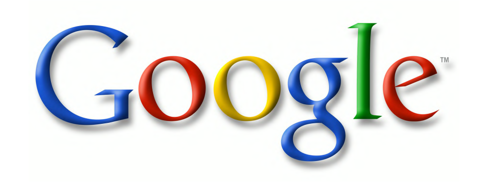
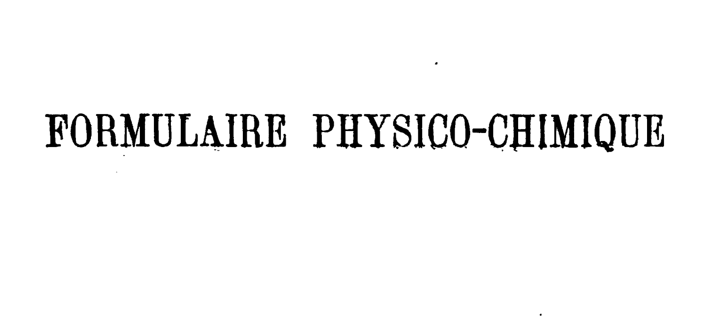



HARVARDIANA
ET
VE
RI
TAS
CHRISTO
ECCLESIAE
ACADEMIA IN NOV ANG





FORMULAIRE PHYSICO-CHIMIQUE

SAINT-AMAND (CHER). — IMPRIMERIE BUSSIÈRE FRÈRES.

FORMULAIRE

PHYSICO-CHIMIQUE

Recueil de Tables
Formules et Renseignements pratiques
à l'usage
des Chimistes, des Ingénieurs et des Industriels

PAR

DONATO TOMMASI

DOCTEUR ÈS-SCIENCES
MEMBRE DE DIVERSES SOCIÉTÉS SAVANTES
EX - INGÉNIEUR - CONSEIL
DE LA SOCIÉTÉ L'ACCUMULATEUR FULMEN
(SYSTÈME D. TOMMASI)

PARIS
LIBRAIRIE GÉNÉRALE SCIENTIFIQUE & INDUSTRIELLE
H. DESFORGES
ACQUÉREUR DE LA LIBRAIRIE INDUSTRIELLE J. FRITSCH
39, Quai des Grands-Augustins, 39

1898

PRÉFACE

Le Formulaire Physico-Chimique que nous offrons au public est, ainsi que son nom l'indique, un recueil de nombreux renseignements pratiques destinés aux chimistes, aux ingénieurs, aux industriels et en général à toutes les personnes s'occupant de l'étude ou des applications physico-chimiques.

Notre but, en écrivant cet ouvrage, a donc été de recueillir, de classer et de condenser sous forme de tableaux une multitude de données physiques et chimiques éparses dans une foule de publications diverses françaises et étrangères, données qu'il sera maintenant loisible à chacun d'avoir sous la main.

Nous avons divisé ce formulaire en huit chapitres. Dans le premier chapitre, nous avons traité de la fusion, de la solidification, de la liquéfaction et de l'ébullition des corps.

Dans le deuxième chapitre, nous avons étudié la solubilité des gaz et des composés minéraux et organiques.

Dans le troisième chapitre, nous avons parlé des mélanges réfrigérants.

Dans le quatrième chapitre, nous avons traité de la dilatation des solides, des liquides et des gaz.

Dans le cinquième chapitre, nous avons décrit les phénomènes capillaires.

Dans le sixième chapitre, nous avons étudié la densité des solides, des liquides et des gaz.

Dans le septième chapitre, nous nous sommes occupé de la thermo-chimie et de la loi des constantes thermiques.

Dans le huitième chapitre, on trouvera des renseignements très utiles sur l'état sphéroïdal des corps, sur la dissociation des sels ammoniacaux, sur l'état naissant des corps, sur la force électro-motrice des principaux couples voltaïques, sur la capacité de quelques accumulateurs, sur la composition de divers vernis, mastics, ciments, etc.

D'après ce bref exposé, les intéressés reconnaîtront sans doute que le formulaire physico-chimique est un ouvrage éminemment pratique et dans lequel ils trouveront facilement le renseignement précis dont ils peuvent avoir besoin.

Malgré tous les soins apportés à la rédaction, à la vérification des formules et à la correction des épreuves typographiques, quelques erreurs ont pu se glisser dans cet ouvrages ; nous prions donc le lecteur de vouloir bien dans l'intérêt de la science nous les signaler.

D. TOMMASI.

CHAPITRE PREMIER

—

POINTS DE FUSION, DE SOLIDIFICATION, DE LIQUÉFACTION ET D'ÉBULLITION, TENSIONS DES VAPEURS

FUSION

Lois de la fusion :

1° Chaque substance fond à une température déterminée, qu'on appelle son point de fusion.

2° Quand la fusion est commencée, la température du corps solide n'augmente plus ; elle ne peut dépasser le point de fusion.

3° Pour la plupart des substances, il y a un changement brusque de volume au moment du passage à l'état liquide.

Tableau de fusibilité des éléments

Éléments	Point de fusion	Éléments	Point de fusion
Mercure	— 39°,5	Magnésium. . .	750 (1)
Brome.	— 24 ,25	Glucinium . . .	1 000° (1)
Gallium	+ 30 ,15	Argent	1 000

(1) = environ.

Éléments	Point de fusion	Éléments	Point de fusion
Rubidium . . .	38,5	Cuivre	1 050
Phosphore . . .	44,2	Or.	1 250
Potassium . . .	62,5	Silicium.	1 050 — 1 300
Sodium	95,6	Cobalt . .	entre le fer et l'or
Iode	107	Fer.	1 500
Soufre.	114	Nickel . .	au-dessus du fer
Indium	176	Manganèse .	rouge blanc
Lithium	180	Uranium.	entre le fer et le platine
Étain	228	Chrome .	plus fus. que le platine
Sélénium. . . .	200 (1)	Palladium . . .	2 000°
Bismuth	264	Platine . . .	Fusibles au chalumeau oxhydrique, c'est-à-dire entre 2 000° et 2 800°.
Thallium. . . .	290	Rhodium . .	
Cadmium. . . .	315	Iridium. . .	
Plomb.	335	Ruthénium .	
Arsenic	410	Osmium. . .	
Zinc	412	Tungstène. .	
Antimoine .	440 — 450	Tantale. . .	Infusibles
Aluminium . . .	600	Titane . . .	
Tellure . .	455 — 452	Carbone. . .	
Calcium	au rouge		

Points de fusion de quelques métaux rapportés au thermomètre à air

Argent	954°	Palladium	1 500°
Or.	1.035	Platine	1 775
Cuivre	1 054	Iridium	1 950

(1) = environ.

Points de fusion du soufre

Auteurs	Température
Berzelius	104°,5
Dumas	107
Thenard	108
Dalton	108 — 109
Wöhler	111
Marchand et Scheerer	111,75 — 112
Frankenheim	112 ,2
Brame	110 — 113
Pisati	113 — 113 ,5
Regnault	113 ,6
Brodie	114 ,5 (octaédrique)
Person	115
Brodie	120 (prismatique)
Silvestri	124 — 125

Points de fusion du cadmium

Température	Auteurs
320°	Rudberg, Person, Von Riemsdick
315°	Wood
310 — 320°	Vies et Winkelmann

Points de fusion du zinc

Température	Auteurs
260°	Black
374	Guyton de Morveau
422	Daniell
415	Person
420	Riemsdyk
433 ,4	Person
434	—

Points de fusion du cuivre

Température	Auteurs
1 330°	Riemsdyk
1 173	Plattner
1 150	Debray
1 050 — 1 054	Violle

Points de fusion des alliages d'argent et de cuivre

(W. Roberts, 1878)

Titre de l'alliage	Point de fusion
1 000 (argent pur)	1 040°
925	931 ,1
820,7	886 ,2
798	887 ,0
773,6	858 ,3
750,3	850 ,4
718,93	870 ,5
630,29	846 ,8
600	857 ,0
596,6	899 ,9
561,1	917 ,6
540,8	919 ,8
500	940 ,8
497	962 ,6
459,4	960 ,8
250,5	1 114 ,1
0 (cuivre pur)	1 330

Points de fusion des alliages de Prinsep; leurs applications pyrométriques

(TH. ERHARD ET A. SCHERTEL, 1879)

Argent	954°	Or 60 et platine 40 .	1 320°
Argent 80 et or 20 .	975	Or 55 et platine 45 .	1 350
Argent 60 et or 40 .	995	Or 50 et platine 50 .	1 385
Argent 40 et or 60 .	1 020	Or 45 et platine 55 .	1 480
Argent 20 et or 80 .	1 045	Or 40 et platine 60 .	1 460
Or	1 075	Or 35 et platine 65 .	1 495
Or 95 et platine 5 .	1 100	Or 30 et platine 70 .	1 535
Or 90 et platine 10 .	1 130	Or 25 et platine 75 .	1 570
Or 85 et platine 15 .	1 160	Or 20 et platine 80 .	1 610
Or 80 et platine 20 .	1 190	Or 15 et platine 85 .	1 650
Or 75 et platiné 25 .	1 220	Or 10 et platine 90 .	1 690
Or 70 et platine 30 .	1 255	Or 5 et platine 95 .	1 730
Or 65 et platine 35 .	1 285	Platine	1 775

Avec ces alliages, les auteurs ont déterminé dans le même four les températures d'un certain nombre de minéraux.

Points de fusion et points de solidification de quelques alliages

(DULLO, 1865)

Composition des alliages			Point	Point
Plomb	Etain	Bismuth	de fusion	de solidification
120 parties	140 parties	120 parties	130°	112°
145 —	145 —	100 —	140	129
150 —	150 —	75 —	150	135
150 —	150 —	50 —	160	150
170 —	180 —	35 —	170	163

Composition des alliages			Point	Point
Plomb	Etain	Bismuth	de fusion	de solidification
210 parties	190 parties	30 parties	180	165
140 —	155 —	— —	190	180
200 —	185 —	— —	200	180
200 —	180 —	— —	210	180
240 —	150 —	— —	220	180
207 —	194 —	— —	180	180

Points de fusion des amalgames de sodium et de potassium

(V. MERZ ET W. WEITH, 1880)

Amalgames de sodium

Teneur en sodium	Température de fusion
3,0 pour cent	152° — 160°
4,7 —	305 — 315
9,0 —	276 — 299
14,0 —	170 — 190
24,8 —	160 — 180
29,2 —	175 — 180
34,0 —	168 — 175
37,9 —	152 — 159

Amalgames de potassium

2,7 pour cent	75°
3,0 —	85 — 95°
4,7 —	175 — 184
6,5 —	198 — 206
9,8 —	240 — 245
18,2 —	175 — 185
24,6 —	155 — 170
29,8 —	147 — 152

Points de solidification des alliages de zinc et d'étain

$Sn^{12}Zn$	201°
$Sn^{6}Zn$	204
$Sn^{4}Zn$	230
$Sn^{3}Zn$	250
$Sn^{2}Zn$	280
SnZn	320

Points de fusion de quelques acides

Acide formique	8°,2
— acétique	17
— azotique anhydre	29 ,5
— nitrobenzoïque	47
— margarique	60
— stéarique	70
— benzoïque	120 — 121
— périodique	130
— succinique	185 — 180
— oxalique	100
— palmitique	62

Points de fusion de quelques sels

Azotate d'argent	198°
Chlorure tellureux	209
— tellurique	224
— de zinc	250
— stanneux	250
— d'argent	260
— mercurique	265
Chlorate de potassium	334

Bromure d'argent.	380
— tellurique	380
Bromate de sodium	381
Iodure d'argent	450
Bromure cuivreux.	504
Iodate de potassium	560
Periodate de potassium.	582
Perchlorate de potassium	610
Chlorure de césium	631
— de rubidium	837

Fusibilité des azotates

(E. Maumené)

Azotate de potassium	327°
— de sodium	298
— d'ammonium	153

Azotate de potassium	Azotate de sodium	Calcul	Observation
3 molécules	1 molécule	320°,7	265 à 247°
2 —	1 —	318 ,8	265 à 244
1 —	1 —	313 ,8	265 à 219
1 —	2 —	308 ,8	242 à 224
1 —	3 —	306 ,2	267 à 237

Mélange à poids égaux d'azotate de baryum et d'azotate de plomb. . . . . 322°

Mélange à poids égaux d'azotate de sodium et d'azotate de plomb 282

Mélange à poids égaux d'azotate de sodium et d'azotate de potassium. 137

Mélange à poids égaux d'azotate de sodium et d'azotate d'ammonium. 114,5

Mélange à poids égaux d'azotate de sodium, d'azotate de potassium et d'azotate de plomb (1) . .	257

Points de fusion de diverses substances

Suif	33°	
Paraffine	43 ,7	
Spermaceti	49	
Graisse de mouton.	51	
Stéarine	61	
Cire blanche.	68 ,7	
Cire jaune.	76 ,2	
Sucre de raisin	100	
Caoutchouc	120	(environ)
Sucre de canne	160	
Camphre du Japon.	175	
— de Bornéo	195	
Succin	288	
Naphtaline.	79 ,2	

Points de fusion des mélanges d'acide stéarique et palmitique

(H. L. Buff, 1864)

Composition du mélange

Acide stéarique	Acide palmitique	Point de fusion
90	10	67°,2
80	20	65 ,3
70	30	62 ,9
10	90	60 ,1

(1) Se solidifie à 135° et commence à se décomposer avec dégagement d'oxyde azoteux Az^2O à 212°.

Acide stéarique	Acide palmitique	Point de fusion
20	80	57°,5
50	50	56 ,6
40	60	56 ,3
35	65	55 ,6
32,5	67,5	55 ,2
30	70	55 ,1

Points de fusion des mélanges d'acide palmitique myristique et laurique

		Point de fusion
Acide palmitique (1) . . .	30 parties.	46°,2
— myristique (2) . . .	70 —	
Acide palmitique	20 —	37°,1
— laurique (3). . . .	80 —	
Acide myristique	30 —	35°,1
— laurique	70 —	
Acide palmitique	20 —	32°,7
— myristique	40 —	
— laurique	70 —	

Points de fusion de mélanges variables d'acide cinnamique et d'acide benzoïque

(J. Kacaler, 1869)

Acide cinnamique	Acide benzoïque	Point de fusion
100 pour cent. . .	0 pour cent. . .	133°,1
99 — . . .	1 — . . .	131 ,8
90 — . . .	10 — . . .	126 ,6

(1) Point de fusion = 62°.
(2) Point de fusion = 53°,8.
(3) Point de fusion = 43°,6.

Acide cinnamique	Acide benzoïque	Point de fusion
80 pour cent. . .	20 pour cent. . .	118°,0
70 — . . .	30 — . . .	108 ,2
60 — . . .	40 — . . .	98 ,7
50 — . . .	50 — . . .	84 ,3
40 — . . .	60 — . . .	87 ,1
30 — . . .	70 — . . .	101 ,4
20 — . . .	80 — . . .	106 ,4
10 — . . .	90 — . . .	111 ,5
1 — . . .	99 — . . .	118 ,2
0 — . . .	100 — . . .	123 ,3

Changement du point de fusion avec la pression

Blanc de baleine

1 atmosphère	47°,7
29 —	48 ,3
96 —	49 ,7
141 —	50 ,5
156 —	50 ,9

Paraffine

1 atmosphère	46°,3
85 —	48 ,9
100 —	49 ,9

Points de fusion et d'ébullition de quelques corps

(D'après l'*Annuaire du bureau des longitudes*)

Noms des substances	Température (1) de fusion	Température (1) d'ébullition (2)
Acide acétique concentré.	17°	120°
— azotique anhydre	29 ,5	50
— azotique monohydraté . . .	— 47	86
— azotique quadrihydraté . . .		123
— benzoïque	120	240*
— butyrique	<—9	157
— carbonique		--78
— chlorhydrique du p. sp. 1.110.		110
— chlorique		137 ,5
— cyanhydrique.	— 13 ,8	26 ,2
— fluorhydrique	<— 40	30
— formique	8 ,2	105 ,3
— hypoazotique.	— 9	25
— hypochloreux.		20
— iodhydrique (D = 1,7) . . .		128
— margarique	60	
— nitrobenzoïque	47	300
— perchlorique concentré . . .		200
— periodique.	130	
— stéarique	70	
— succinique.	185	245
— sulfhydrique	— 85*	
— sulfocyanhydrique.	— 12	101 ,5

(1) Un astérisque indique un nombre qui ne doit être considéré que comme une valeur approchée ; le signe < indique une température inférieure et le signe > une température supérieure à celle qui est inscrite à côté du signe.

(2) Ébullition sous une pression voisine de la pression normale.

Noms des substances	Température de fusion	Température d'ébullition
Acide sulfureux	— 78°,9	— 10°
— sulfurique anhydre	25	32*
— sulfurique monohydraté. . .	— 34	326
— sulfurique bihydraté	7*	
Acier	1 300 à 1 400	
Air atmosphérique		191 ,4*
Alcool absolu	< — 90	78 ,3
— 1 p. et p. d'eau.	— 21	
Alcool amylique } huile de pommes de terre.	— 23	131 ,8
Alcool méthylique (esp.-de-bois) . .		66 ,3
Aldéhyde		20 ,8
Alliage 3 éq. de plomb 1 d'étain . .	289	
— 1 1	241	
— 1 2	196	
— 1 3	186	
— 1 4	189	
— 1 5	194	
— 2 9 et 1 de zinc.	168	
— 5p plomb, 3 étain, 8 bismuth (métal de Darcet) . . .	94	
Aluminium.	600*	
Ammoniaque anhydre	— 80*	— 38,5
Antimoine	440	
Argent	954	
Arsenic	210	
Azote	— 203	— 193*
Azote (protoxyde de)		— 88
Azotate d'argent	198	
Baume de copahu		212
Benzine	4 ,5	80 ,8
Beurre	30	

Noms des substances	Température de fusion	Température d'ébullition
Bismuth . . :	265°	
Brome	— 7°,3	63
Bromure (proto) de phosphore. . .		175 ,3
— de silicium		153 ,4
Bromure d'argent	380	
Bronze	900*	
Cadmium	500*	
Camphre de Bornéo.	195	215
— du Japon	175	205
Caoutchouc.	> 120	
Carbonate de pot. (dissol. saturée) .		135
— de soude Id.		104 ,6
Chlorhydrate d'ammoniaque (dis.sat.).		114 ,2
Chlorate de potasse.	334	
Chlore liquide.		— 40
Chlorure d'arsenic	<— 29	132
— de baryum (dissol. saturée).		104 ,4
— de calcium. Id.		179 ,5
— de cyanogène (gazeux) . .	— 16	— 12
— — (solide) . .	140	190
— d'éthylène (liq. des Holl.).		84 ,9
— (bi) d'étain (liq. de Libavius).		115 ,4
— d'iode	25	22 ,5*
— de manganèse		— 15
— (proto) de phosphore. . .	<— 36	78 ,3
— (per) de phosphore . . .	148	148
— de potassium (dissolut. du)		
p. sp. 1,048 à 18°,8.		102 ,0
1,096 . . .		104 ,0
1,144 . . .		106 ,0
1,192 . . .		108 ,1
— de silicium		59
— de sodium (dissol. saturée).		108 ,4

Noms des substances	Température de fusion	Température d'ébullition
Chlorure de soufre (proto)		138
— (bi)		64
— (bi) de titane		136
— de zinc	250*	
— d'argent	350	
Cire jaune	76 ,2	
— blanche	68 ,7	
Colophane	135	
Créosote		203
Cuivre	1050*	
— jaune	1015*	
Cyanogène	— 40	— 18
Eau oxygénée	<— 30	
— de mer	— 2 ,5	103 ,7
Essence d'amandes amères		176
— d'anis	18	220*
— de citron		167
— de moutarde		145
— de térébenthine	— 10	156 ,8
Étain	235	
Éther sulfurique	<— 32	35 ,5
— acétique	<— 36	74 ,1
— benzoïque		209
— bromhydrique	<— 32	40 ,7
— butyrique		115
— chlorhydrique	<— 32	11
— formique	<— 32	52 ,9
— iodhydrique	<— 32	70
— oxalique		183
Ethylène (gaz oléfiant)		—103*
Fer doux français	1500*	
— martelé anglais	1600*	
Fonte de fer	1050 à 1500	

Noms des substances	Température de fusion	Température d'ébullition
Formène (gaz des marais)		—157°,5*
Gallium	30°	
Glycol	11 ,5	197 ,5
Graisse de mouton	51	
Huile de lin	— 20	387°,5
— d'olive	2 ,5	
— de palme	29	
— de ricin	— 18	265*
Iode	107	176
Iodure d'argent	450	
Lithium	180	
Mercure	— 39 ,5	350
Naphtaline	79	210
Nitrobenzine	3	213
Or	1250*	
— au titre de la Monnaie	1180*	
Oxygène		—181*
Palladium	1500*	
Paraffine	43 ,7	370*
Pétrole		106
Phosphore	44 ,2	290
Platine	1775	
Plomb	335	
Potassium	55	700*
Potasse caustique (dissol. saturée)		175
Sélénium	217	665
Sodium	90	700*
Soufre	113 ,6	440
Spermaceti	49	
Stéarine	61	
Succin	288	
Sucre de canne	160	
— de raisin	100	

Noms de substances	Température de fusion	Température d'ébullition
Suif	33	
Sulfure de carbone		48
Tellure	525*	
Urée	120	
Zinc	450*	1300*

SOLIDIFICATION

Première loi. — La solidification sous une pression déterminée se produit toujours, pour le même corps, à une température fixe qui est rigoureusement celle de la fusion de ce corps.

Cette loi n'est vraie qu'à la condition qu'il reste dans le liquide une parcelle solide de la substance.

Deuxième loi. — Du moment où la solidification commence, jusqu'à ce qu'elle soit complète, la température du liquide reste constante.

La solidification porte le nom de congélation quand elle se fait à une basse température.

Surfusion. — Dans certains cas, la température du liquide peut descendre notablement au-dessous de la température de fusion du corps sans qu'on observe la solidification ; c'est le phénomène désigné sous le nom de *surfusion*.

Congélation des gaz

(FARADAY)

Acide bromhydrique.	— 8°	Ammoniaque . . .	— 75°
Cyanogène	— 35	Acide sulfureux . .	— 76
Acide iodhydrique .	— 51	Acide sulfhydrique.	— 86
Acide carbonique. .	— 58	Protoxyde d'azote .	— 100
Oxyde de chlore . .	— 60		

Points de solidification de quelques gaz

(OLSZEWSKI, 1885)

Gaz	Températures	Pressions
Azote.	— 214°. . . .	60 millimètres
Protoxyde d'azote . .	— 167	138 —
Oxyde de carbone . .	— 207	100 —
Méthane.	— 185 ,8 . . .	80 —

Points de solidification de quelques acides

Acide sulfhydrique	— 85°
— sulfureux	— 78 ,9
— azotique monohydraté . . .	— 47
— fluorhydrique	— 40
— sulfurique monohydraté. . .	— 34
— cyanhydrique	— 13 ,8
— sulfocyanhydrique.	— 12 ,0
— hypoazotique.	— 9 ,0

Points de congélation de quelques corps

Alcool contenant 52 °/₀ d'eau	— 32°	Pictet
Huile de paraffine du commerce D=0,810 (1).	— 35	Coleman
Gin hollandais	— 47	—
Cognac français	— 47	—
Alcool contenant 40 °/₀ d'eau	— 52	—
Alcool contenant 20 °/₀ d'eau	— 75	—
Fluorure de silicium	— 102	Olszewski
Chlore	— 102	—
Acide carbonique dans le vide et sous la pression de 25 millimètres	— 115	Dewar
Acide chlorhydrique	— 115	Olszewski
Sulfure de carbone.	— 116	—
Hydrogène arsénié.	— 118	—
Ether.	— 129	—
Alcool absolu.	— 130	—
Alcool amylique.	— 134 ,4	—
Oxyde de carbone	— 211	—

Points de solidification de quelques substances

Benzine	+ 4°,5
Essence de térébenthine	— 10
Alcool absolu 1 p. + eau 1 p . . .	— 21
Alcool amylique	— 23
Bioxyde d'hydrogène	— 30*
Oxyde d'éthyle	— 32*
Bromure.	— 32*

(1) Commercial paraffinoil.
* L'astérisque indique une température inférieure à celle inscrite dans le tableau.

Chlorure	— 32°
Iodure	— 32°
Formiate	— 32°
Acétate	— 36°
Alcool absolu.	— 90°

Le sulfure de carbone gèle vers — 116° et fond vers — 110°. L'alcool devient visqueux comme l'huile vers — 129° et se solidifie vers — 130°,5 (S. Wroblewski et K. Olszewski, 1883).

Points de solidification du brome

Liebig indique	— 25°
Roscoë —	— 22
Balard —	— 20
Sérullas —	— 18
Pierre —	— 7 ,5
Regnault —	— 7 ,32
Grup-Bezanez indique . . .	— 7 ,3
Philipp indique	— 7 ,3 à 7°,2

Suivant Baumhauer, quand le brome est sec et pur, il se solidifie à — 24°,5, mais la présence d'une petite quantité d'eau suffit pour élever notablement le point de solidification.

Points de solidification du mercure

Cavendish indique.	— 30°,37
Réaumur —	— 31 ,30
Hutchins —	— 39 ,44
Mallet —	— 38 ,85

Points de solidification des mélanges d'eau et d'acide acétique

(RUDORFF)

100 parties d'acide acétique sont mêlées avec les quantités d'eau	100 parties du mélange renferment	Points de solidification
0,0. . . .	0,0 d'eau.	+ 16°,7
0,5. . . .	0,497 —	15 ,65
1,0. . . .	0,990 —	14 ,8
1,5. . . .	1,477 —	14
2,0. . . .	1,964 —	13 ,25
3,0. . . .	2,912 —	11 ,95
4,0. . . .	3,846 —	10 ,5
5,0. . . .	4,764 —	9 ,4
6,0. . . .	5,660 —	8 ,2
7,0. . . .	6,542 —	7 ,1
8,0. . . .	7,407 —	6 ,25
9,0. . . .	8,257 —	5 ,3
10,0. . . .	9,090 —	4 ,3
11,0. . . .	9,910 —	3 ,6

Points de solidification des mélanges d'eau et d'acide acétique

(GRIMAUX)

Eau	Acide acétique	Points de solidification
7,31. . . .	92,69.	+ 5°,45
13,25. . . .	86,75.	— 1 ,4
23,52. . . .	76,48.	11 ,7
31,18. . . .	68,82.	18 ,95
33,56. . . .	66,44.	20 ,05
38,14. . . .	61,86.	24 ,05
41,50. . . .	55,50.	22 ,3

Eau	Acide acétique	Point de solidification
49,38	50,62.	19 ,8
56,54	43,46.	16 ,4
61,68	38,22.	14 ,5
69,21	30,77.	10 ,95
76,33	23,77.	8 ,2
79,22	20,78.	7 ,2
81,89	18,11.	6 ,3
83,79	16,21.	5 ,4

Congélation des mélanges d'alcool et d'eau

(Raoult, 1880)

Points de congélation du mélange	Poids d'alcool mêlé à 100 gr. d'eau	Titre alcoolique centésimal du mélange pour 100
0°,0	0,00 gr.	0,0 vol.
— 0 ,5	1,32	1,6
— 1 ,0	2,65	3,2
— 1 ,5	3,97	4,8
— 2 ,0	5,50	6,3
— 2 ,5	6,62	7,8
— 3 ,0	7,95	9,2
— 3 ,5	9,27	10,6
— 4 ,0	10,60	11,8
— 4 ,5	11,90	13,1
— 5 ,0	13,00	14,2
— 6 ,0	15,30	16,4
— 7 ,0	17,80	18,7
— 8 ,0	19,80	20,4
— 9 ,0	21,90	21,9
— 10 ,0	23,60	23,3
— 12 .0	27,60	26,4
— 14 ,0	31,30	29,1
— 16 ,0	35,10	31,3
— 18 ,0	39,00	33,8

Points de congélation du mélange	Poids d'alcool mêlé à 100 gr. d'eau	Titre alcoolique centésimal du mélange pour 100
— 20°,0	42,80	36,1
— 22 ,0	46,60	38,3
— 24 ,0	50,60	40,0
— 26 ,0	54,80	41,6
— 28 ,0	59,20	43,7
— 30 ,0	64,60	46,2
— 32 ,0	70,00	47,9

On peut à l'aide de cette table déterminer les richesses des dissolutions alcooliques d'après leur point de congélation.

Points de congélation de l'acide sulfurique à divers degrés de concentration

(G. Lunge, 1882)

Densité	Degrés Baumé	Congélation	Fusion
1,671	58°	encore liquide à	— 20°
1,727	60 ,75	— 7°,5	— 7 ,5
1,732	61 ,0	— 8 ,5	— 8 ,5
1,749	61 ,8	— 0 ,2	+ 4 ,5
1,767	62 ,65	+ 1 ,6	+ 6 ,5
1,790	63 ,75	+ 4 ,5	+ 8 ,0
1,807	64 ,45	— 9 ,0	— 6 ,0
1,822	65 ,15	encore liquide à	— 20
1,842	66	—	— 20

Table des densités et des points de fusion des mélanges de glycérine et d'eau

(Fabian)

Glycérine pour 100	Densité du mélange	Point de fusion
10	1,024	— 1°
20	1,051	— 2,5
30	1,075	— 6
40	1,105	— 17,5
50	1,127	— 31 à — 34°
60	1,159	35° environ
70	1,179	35° environ
80	1,220	35° environ
90	1,232	35° environ
94	1,241	35° environ

Points de congélation des mélanges de glycérine et d'eau

(Fabian)

Densité du mélange	Degrés Baumé	Teneur en glycérine de 1,36 de densité (1)	Points de congélation
1,024	3,5	10 pour cent	— 1°
1,051	7	20 —	2,5
1,075	10	30 —	2
1,105	14	40 —	17
1,117	15,5	45 —	26
1,127	17	50 —	33

(1) Cette glycérine renfermait 98 % de glycérine anhydre.

Densité du mélange	Degrés Baumé	Teneur en glycérine de 1,36 de densité	Points de congélation
1,159. . . .	20	60 pour cent	non congelé à — 35
1,179. . . .	22	70 —	
1,204. . . .	25	80 —	
1,232. . . .	28	90 —	
1,241. . . .	29	94 —	

Points de congélation des principales huiles usitées

Huile d'olive.	+ 2°
— de morue.	0
— de dauphin.	— 3
— de navette	— 3 ,75
— de colza	— 6 ,25
— d'arachide	— 7
— d'amandes	— 10
— de raisin.	— 16
— de farine.	— 17 ,5
— de caméline.	— 18
— d'œillette.	— 18
— de ricin	— 18
— de lin.	— 27 ,6
— de chenevis.	— 27 ,6
— de belladone	— 27 ,6
— de sapin	— 27 ,6
— de pin.	— 30

Table de la température du cryogène et de la température de solidification du cryohydrate

(F. GUTHRIE, 1873)

Formule du sel	Température du cryogène (1)	Température de solidification du cryohydrate (2)	Rapport moléculaire entre le sel anhydre et l'eau dans le cryohydrate	Quantité pour cent du sel anhydre dans le cryohydrate
$CaCl^2$	— 33°	— 37°	11,8	36,45
NaBr	— 28	— 24	6,1	41,33
AzH^4I	— 27	— 27 ,5	6,4	55,49
NaI	— 26 ,5	— 28	5,8	59,45
KI	— 22	— 22	8,5	52,07
NaCl	— 22	— 22	10,5	23,60
$SrCl^2, 6H^2O$	— 18	— 17	22,9	27,57
NH^42SO^4	— 17 ,5	— 17	10,2	41,70
NH^4Br	— 17	— 17	11,1	32,12
NH^4AzO^3	— 17	— 17 ,2	5,72	43,71
$NaAzO^3$	— 16 ,5	— 17 ,5	8,13	40,80
N^4HCl	— 16	— 15	12,4	19,27
KBr	— 13	— 13	13,94	32,15
KCl	— 10 ,5	— 11 ,4	16.61	20,03
$KCrO^4$	— 10 ,2	— 12	18,8	36,27
$BaCl^2,2H^2O$	— 7 ,2	— 8	37,8	23,2
$AgAzO^3$	— 6 ,5	— 6 ,5	10,09	48,38
$Sr(AzO^3)^2$	— 6	— 6	33,5	25,99

(1) Température la plus basse qu'on peut atteindre par le mélange du sel avec la glace.

(2) Hydrate pouvant exister à l'état solide à une température inférieure au point de congélation de l'eau.

Formule du sel	Température du cryogène	Température de solidification du cryhydrate	Rapport moléculaire entre le sel anhydre et l'eau dans le cryohydrate	Quantité pour cent du sel anhydre dans le cryohydrate
$MgSO^4,7H^2O$	— 5°,3	— 5°	23,8	21,86
$ZnSO^4,7H^2O$	— 5	— 7	20,0	30,84
KNO^3	— 3	— 2 ,6	44,6	11,20
Na^2CO^3	— 2 ,2	— 2	92,75	5,97
$CuSO^4,5H^2O$. . . .	— 2	— 2	43,7	16,89
$FeSO^4,7H^2O$. . . .	— 1 ,7	— 2 ,2	41,41	16,92
K^2SO^4.	— 1 ,5	— 1 ,2	114,2	7,80
$K^2Cr^2O^7$	— 1	— 1	292,0	5,30
$Ba(AzO^3)^2$	— 0 ,9	— 0 ,8	259,0	5,30
$Na^2SO^4,10H^2O$ . . .	— 0 ,7	— 0 ,7	165,6	4,55
$KClO^3$.	— 0 ,7	— 0 ,5	222,0	2,93
$Al^2(AzH^4)^2SO^4,12H^2O$	— 0 ,4	— 0 ,2	261,4	4,7
$HgCl^2$	— 0 ,2	— 0 ,2	450,0	3,24

Retard du point de congélation de l'eau additionnée de diverses substances

Lois de Blagden (1788). — 1° L'abaissement du point de congélation est proportionnel à la quantité de substance dissoute.

Soit C l'abaissement du point de congélation et M le poids de substance dissous dans 100 grammes d'eau, on pourra exprimer les résultats trouvés par Blagden en disant que pour chacun de ces sels le rapport $\frac{C}{M}$ est constant et indépendant de la concentration de la dissolution.

Cette loi n'est vraie que pour un certain nombre de sels, tels que le chlorure de sodium, et d'ammonium, l'azotate de potassium, etc. Pour d'autres substances la proportionnalité n'existe plus entre l'abaissement du point de congélation et la concentration des dissolutions.

2° Pour un même sel, la température de congélation de sa solution saturée est la même que celle du mélange réfrigérant formé par le mélange de ce sel avec la neige.

Dufour est arrivé aux conclusions suivantes :

Dans la congélation d'une dissolution aqueuse de corps solide, il n'y a jamais une séparation complète de la matière solide et du liquide; l'abaissement du point de congélation pour les dissolutions à doses inégales d'une même substance est souvent proportionnel à la quantité de substance dissoute. Il y a toutefois des exceptions à cette loi.

D'après de Coppet, les sels possédant une même constitution chimique ont à peu près le même abaissement atomique du point de congélation.

	Abaissements atomiques moyens
Chlorures, bromures, iodures de potassium et de sodium. Hydrates de potassium et de sodium	34
Chlorures de baryum, de strontium, de calcium, de cuivre et de manganèse.	45
Azotate de potassium, de sodium et d'ammonium.	27
Carbonate de potassium, chromate de potassium, sulfate de potassium et sulfate d'ammonium	38

	Abaissements atomiques moyens
Sulfates de fer, de zinc, de magnésium et de cuivre.	17

Rüdorff a trouvé que pour les corps compris dans le tableau ci-dessous, chaque partie de sel anhydre qui se dissout dans 100 parties d'eau, abaisse le point de congélation de la liqueur d'une fraction de degré indiquée par le nombre qui dans le tableau correspond au sel considéré.

Chlorure d'ammonium	0°,653
— de sodium	0 ,600
— de potassium	0 ,443
Azotate d'ammoniaque	0 ,384
— de sodium.	0 ,370
— de calcium.	0 ,227
— de potassium.	0 ,267
Carbonate de potassium.	0 ,317

Guldberg représente la température de congélation d'une solution saline par la formule

$$t = -105\,\alpha \frac{y}{x}$$

α étant défini par la relation :

$$\frac{p}{p_0} = 1 - \alpha \frac{y}{x}$$

p = pression ;
t = température ;
y = quantité de sel dissous dans la quantité x d'eau ;
p_0 = tension maxima de la vapeur d'eau pure dans les conditions de l'expérience.

Retard du point de congélation des solutions faites dans l'eau

(F. M. RAOULT, 1884)

Raoult désigne par abaissement moléculaire le produit du poids moléculaire M du composé par le coefficient d'abaissement A de la substance, c'est-à-dire par l'abaissement du point de congélation produit par un gramme de la substance dissoute dans 100 grammes du dissolvant.

On a ainsi pour expression de l'abaissement moléculaire T :

$$MA = T$$

(*Solutions acides*)

Substances dissoutes dans l'eau Solutions acides (Groupe normal)	Formules (0 = 16)	Poids moléculaires M	Coefficients d'abaissement A	Abaissements moléculaires T = MA
Acide chlorhydrique . .	ClH	36,5	1,006	36,7
— bromhydrique . .	BrH	81,0	0,464	37,6
— iodhydrique . . .	IH	128,0	0,292	37,5
— fluosilicique . . .	$SiFl^6H^2$	144,0	0,317	45,6
— azotique	AzO^3,H	63,0	0,568	35,8
— chlorique	ClO^3,H	84,5	0,431	36.4
— perchlorique. . .	ClO^4,H	100,5	0,387	38,7
— sulfurique. . . .	SO^4,H^2	98,0	0,389	38,2
— sélenieux	SeO^3,H^2	129,0	0,291	37,6
— sélénique	SeO^4,H^2	145,0	0,268	38,9
— orthophosphorique.	PhO^4,H^3	98,0	0,438	42,9
— métaphosphorique.	Ph^2O^6,H^2	160,0	0,264	42,2

Substances dissoutes dans l'eau Solutions acides (Groupe anormal)	Formules (0 = 16)	Poids moléculaires M	Coefficients d'abaissement A	Abaissements moléculaires T = MA
Acide sulfureux	SO^3,H^2	82,0	0,232	19,1
— sulfhydrique. . .	SH^2	34,0	0,560	19,2
— hypochloreux. . .	ClO,H	52,5	0,304	16,0
— iodique.	IO^3,H	176	0,136	24,0
— azoteux.	AzO^2,H	47	0,404	19,0
— phosphoreux. . .	PhO^3H,H^2	82	0,291	23,9
— arsénieux	AsO^3H,H^2	126	0,143	18,1
— arsénique	AsO^4,H^3	142	0,160	22,8
— borique.	BoO^3,H^3	62	0,330	20,5
— cyanhydrique . .	CAz,H	27	0,718	19,4
— formique	CHO^2,H	46	0,419	19,3
— acétique	$C^2H^3O^2,H$	60	0,317	19,0
— butyrique	$C^4H^7O^2,H$	88	0,212	18,7
— oxalique	C^2O^4,H^2	90	0,257	23,2
— tartrique	$C^4H^4O^6,H^2$	150	0,130	19,5
— citrique	$C^6H^5O^7,H^3$	192	0,100	19,3
— malique.	$C^4H^6O^5$	134	0,139	18,7

Solutions alcalines

Substances dissoutes dans l'eau	Formules (0 = 16)	Poids moléculaires M	Coefficients d'abaissement A	Abaissements moléculaires T = MA
Premier groupe				
Hydrate de baryum. . .	$Ba(HO)^2$	171	0,290	49,7
— de strontium. .	$Sr(HO)^2$	121,5	0,396	48,2
— de calcium . .	$Ca(HO)^2$	74	0,648	48,0
— de lithium. . .	LiHO	24	1,558	37,7
— de sodium. . .	NaHO	40	0,905	36,2

Substances dissoutes dans l'eau	Formules (0 = 16)	Poids moléculaires M	Coefficients d'abaissement A	Abaissements moléculaires T = MA
— de potassium. .	KHO	56	0,630	35,4
— de thallium . .	TlHO	221	0,150	33,1
— de cœsium . .	CsHO	149,6	0,237	35,5
— de rubidium . .	RbHO	102,4	0,360	36,9
— de tétramethyl-ammonium	$AzC^4H^{13}O$	91	0,404	36,8
Hydrate de triméthyléthyl-ammonium	$AzC^5H^{15}O$	105	0,353	37,1
Deuxième groupe				
Ammoniaque	AzH^3	17	1,117	19,0
Méthylamine	AzH^2CH^3	31	0,638	19,8
Triméthylamine	$Az(CH^3)^3$	59	0,342	20,2
Éthylamine.	$AzH^2C^2H^5$	45	0,411	18,5
Propylamine	$AzH^2C^3H^7$	59	0.312	18,4
Aniline	$AzH^2C^6H^5$	93	0,164	15,3
Nicotine.	$Az^2C^{10}H^{14}$	162	0,124	20,2
Premier groupe. — Sels monométalliques				
Azotate de potassium . .	AzO^3K	101	0,305	30,8
— de sodium . . .	AzO^3Na	85	0,396	33,7
— d'ammonium . .	AzO^3AzH^4	80	0,400	32,0
— d'argent. . . .	AzO^3Ag	170	0,174	29,6
Chlorate de potassium. .	ClO^3K	122,5	9,269	33,0
Perchlorate d'ammonium.	ClO^4K	117,5	0.252	29,7
Iodate de sodium . . .	IO^3Na	198	0,153	30,3
Permanganate de potassium	MnO^4K	158,2	0,197	31,3
Hypochlorite de sodium .	ClONa	74,5	0,454	33,9
Formiate de potassium. .	CHO^2K	84	0,419	35,2
Acétate de potassium . .	$C^2H^3O^2K$	98	0,352	34,5

Substances dissoutes dans l'eau	Formules (0 = 16)	Poids moléculaires M	Coefficients d'abaissement A	Abaissements moléculaires T = MA
— de sodium . . .	$C^2H^3O^2Na$	82	0,390	32,0
Chlorure de potassium. .	ClK	74,5	0,451	33,6
— de sodium . .	ClNa.	58,5	0,600	35,1
— de lithium . .	ClLi	42,5	0,866	36,8
— de cœsium . .	ClCs	159,5	2,211	33,6
— d'ammonium. .	$ClAzH^4$	53,5	0,650	34,8
Bromure de potassium. .	BrK	119	0,295	35,1
Iodure de potassium . .	IK	166	0,212	35,2
Bi-iodure de potassium .	I^2K	293	0,116	34,2
Iodure de triméthyléthyl-ammonium	$IAzC^5H^{14}$	215	0,160	34,4
Cyanure de potassium . .	CyK	65	0,495	32,2
Sulfocyanure de potassium	CySK	97	0,342	33,2
Sulfhydrate de sodium. .	SHNa	56	0,648	36,3
— d'ammonium.	$SHAzH^4$	51	0,703	35,9
Sulfite monopotassique .	SO^3KH	120	0,220	32,5
Sulfate monopotassique .	SO^4KH	104	0,334	34,8
Tartrate monosodique . .	$C^4H^4O^6NaH$	172	0,181	31,2
Phosphite monosodique .	PhO^2H^3Na	104	0,307	32,0
Arséniate monopotassique	AsO^4KH^2	180	0,168	30,2
Orthophosphate monosodique	PhO^4NaH^2	120	0,225	27,0
Citrate monosodique . .	$C^6H^2O^7NaH^5$	214	0,125	26,8

Deuxième groupe. — Sels bimétalliques

Substances dissoutes dans l'eau	Formules (0 = 16)	Poids moléculaires M	Coefficients d'abaissement A	Abaissements moléculaires T = MA
Hyposulfite de sodium. .	$S^2O^3Na^2$	158	0,285	39,9
Sulfite de potassium . .	SO^3K^2	158	0,285	45,1
Sulfate de potassium . .	SO^4K^2	174	0,224	39,0
— de sodium . . .	SO^4Na^2	142	0,249	35,4
— d'ammonium . .	$SO^4(AzH^4)^2$	132	0,280	37,0
Séléniate d'ammonium. .	$SeO^4(AzH^4)^2$	178	0,215	38,6
Chromate de potassium .	CrO^4K^2	194,5	0,200	38,9
Bichromate de potassium.	$Cr^2O^7K^2$	298	0,146	43,7
Tungstate de sodium . .	WO^4Na^2	294	0,148	43,6
Carbonate de potassium .	CO^3K^2	138	0,303	41,8
— de sodium . .	CO^3Na^2	106	0,380	40,3
Oxalate de potassium . .	$C^2O^4K^2$	166	0,271	45,0
Tartrate de potassium . .	$C^4H^4O^6K^2$	226	0,160	36,3
Nitroprussiate de sodium.	$FeCy^5AzONa$	262	0,179	46,8
Phosphite bisodique . .	PhO^3HNa^2	126	0,327	41,2
Phosphate bisodique . .	PhO^4HNa^2	166	0,260	37,0
Citrate bisodique . . .	$C^6H^5O^7Na^2H$	236	0,161	38,1

Quatrième groupe. — Sels tétramétalliques

Pyrophosphate de sodium.	$Ph^2O^7Na^4$	226	0,172	45,8
Ferrocyanure de potassium	Cy^6FeK^4	422	0,110	46,3

Cinquième groupe. — Sels hexamétalliques

Mellitate de potassium .	$C^{12}O^{12}K^6$	570	0,084	48,0

Sels des métaux diatomiques

Substances dissoutes dans l'eau	Formules (0 = 16)	Poids moléculaires M	Coefficients d'abaissement A	Abaissements moléculaires T = MA
Chlorate de baryum. .	$(ClO^3)^2Ba$	304	0,145	44,1
Azotate de baryum . .	$(AzO^3)^2Ba$	261	0,155	40,5
— de strontium. .	$(AzO^3)^2Sr$	211	0,195	41,2
— de cuivre. . .	$(AzO^3)^2Cu$	187,2	0,244	45,7
— de plomb. . .	$(AzO^3)^2Pb$	331	0,113	37,4
Hypophosphite de baryum	$(PhH^2O^2)^2Ba$	267	0,190	50,7
Formiate de baryum. .	$(CHO^2)^2Ba$	227	0,215	49,0
Acétate de baryum . .	$(C^2H^3O^2)^2Ba$	255	0,193	49,2
— de magnésium .	$(C^2H^3O^2)^2Mg$	142	0,344	48,9
— de cuivre. . .	$(C^2H^3O^2)^2Cu$	181	0,171	31,1
— de plomb. . .	$(C^2H^3O^2)^2Pb$	325	0.068	22,2
Iodure de baryum. . .	I^2Ba	391	0,130	51,0
Chlorure de baryum. .	Cl^2Ba	208	0,233	48,6
— de strontium .	Cl^2Sr	158,4	0,320	50,7
— de calcium. .	Cl^2Ca	111	0,420	46,6
— de magnésium.	Cl^2Mg	95	0.514	48,8
— cuivrique . .	Cl^2Cu	134,2	0,360	48,4
— mercurique .	Cl^2Hg	371	0,076	20,5
Cyanure mercurique. .	Cy^2Hg	252	0,069	17,5
Sulfate de magnésium .	SO^4Mg	120	0,160	19,2
— de zinc. . . .	SO^4Zn	111	0,112	18,2
— de cuivre . . .	SO^4Cu	159,2	0,113	18,0
Chromate de magnésium	CrO^4Mg	140,2	0,139	19,5
Succinate de magnésium	$C^4H^4O^5Mg$	140,0	0,171	23,9
Malate de baryum. . .	$C^4H^4O^4Ba$	269	0,075	20,1
— de magnésium .	$C^4H^4O^5Mg$	156	0,124	19,3
Emétique.	$C^4H^4O^6KSbO$	335	0,055	18,4
Citrate de magnésium .	$(C^6H^5O^7)^2Mg^3$	450	0,022	10,0
Cobalticyanure de baryum	$(Cy^6Co^2Ba^3)$	840,6	0,063	52,6

Sels des métaux polyatomiques

Substances dissoutes dans l'eau	Formules (0 = 16)	Poids moléculaires M	Coefficients d'abaissement A	Abaissements moléculaires T = MA
Chlorure stannique . .	Cl^4Sn	260	0,370	96,3
— platinique . .	Cl^4Pt	339,2	0,085	29,0
— aluminique .	Cl^6Al^2	268	0,481	129,0
— chromique (violet)	Cl^6Cr^2	318	0,408	130,0
Chlorure ferrique. . .	Cl^6Fe^2	325	0,356	129,0
Azotate aluminique . .	$(AzO^3)^6Al^2$	283	0,458	130,8
— chromique (violet	$(AzO^3)^6Cr^2$	333	0,384	128,0
Acétate ferrique . . .	$(C^2H^3O^2)^7Fe^2$	466	0,124	58,1
— aluminique . .	$(C^2H^3O^2)Al^2$	400,9	0,205	84,0
Sulfate aluminique . .	$(SO^4)^3Al^2$	343	0,129	44,4
— chromique (violet)	$(SO^4)^3Cr^2$	393	0,115	45,4
Sulfate ferrique . . .	$(SO^4)^3Fe^2$	400	0,115	46,0

Solutions des composés organiques

Ether	$(C^2H^5)^2O$	74	0,224	16,6
Ether acétique	$C^2H^3O^2C^2H^5$	88	0,202	17,8
Acétamide	C^2H^7AzO	59	0,301	17,8
Urée	CH^4Az^2O	60	0.286	17,2
Alcool méthylique . .	CH^3OH	32	0,541	17.3
— éthylique . . .	C^2H^5OH	46	0,376	17,3
— butylique . . .	C^4H^9OH	74	0,232	17,2
Glycérine.	$C^3H^5(OH)^3$	92	0,186	17,1
Mannite	$C^6H^8(OH)^6$	182	0,099	18,0
Sucre interverti . . .	$C^6H^{12}C^6$	180	0,107	19,3

Substances dissoutes dans l'eau	Formules (0 = 16)	Poids moléculaires M	Coefficients d'abaissement A	Abaissements moléculaires T = MA
Sucre de lait	$C^{12}H^{22}O^{11}$	342	0.052	18.1
Sucre de canne. . . .	$C^{12}H^{22}O^{11}$	342	0,054	18,5
Salicine	$C^{13}H^{18}O^{7}$	286	0,060	17.2
Phénol.	$C^{6}H^{5}OH$	94	0,165	15,5
Pyrogallol	$C^{6}H^{3}(OH)^{3}$	126	0,129	16,3
Hydrate de chloral . .	$C^{2}HCl^{3}+H^{2}O$	165,5	0,114	18,9
Acétone	$C^{3}H^{6}O$	58	0,294	17,1
Emétique.	$C^{4}H^{4}O^{7}KSb$	335	0,055	18,4

Les abaissements moléculaires produits par les différents composés dans l'*acide acétique*, se rapprochent tous de deux nombres 39 et 18, dont l'un, qui se produit dans l'immense majorité des cas, est sensiblement double de l'autre.

Les abaissements moléculaires de congélation produits par les différents composés dans l'*acide formique* se rapprochent tous de deux nombres 28 et 14, dont l'un est double de l'autre.

Les abaissements moléculaires de congélation de différents composés dans la benzine se groupent autour de deux valeurs 49 et 25 dont l'une est sensiblement double de l'autre.

L'abaissement moléculaire de congélation d'une substance organique quelconque est la moyenne des abaissements atomiques des éléments dont elle est formée.

L'abaissement atomique de chaque élément est le même dans tous les composés organiques; il est de 15 pour le carbone et l'hydrogène et de 30 pour l'oxygène et l'azote.

Loi générale. — Une molécule d'un composé quelconque en se dissolvant dans 100 molécules d'un liquide quelconque, de matière différente, abaisse le point de congélation de ce liquide d'une quantité à peu près constante et voisine de 0°,63.

LIQUÉFACTION DES GAZ

C'est à Van Marum (1780?) que revient l'honneur d'avoir le premier montré que les gaz soumis à une forte pression pouvaient se condenser au point de prendre l'état liqnide.

Le gaz sur lequel il opéra fut le gaz ammoniac.

L'acide sulfureux a été liquéfié par Monge et Clouet.

Liste des gaz liquéfiés

(Faraday, 1845)

Acide chlorhydrique	Protoxyde d'azote
— bromhydrique	Ammoniaque
— iodhydrique	Hydrogène arsénié
— sulfhydrique	Hydrogène phosphoré
— carbonique	Cyanogène
— fluosilicique	Chlore
— fluoborique	Éthylène
Oxyde de chlore	

Points de liquéfaction des divers gaz

Hydrogène. — Liquéfié en détendant l'hydrogène comprimé à 100 atmosphères et refroidi par l'évapo-

ration de l'oxygène liquide (— 186°). (S. Wroblewski et K. Olszewski, 1883).

Chlore. — Il se liquéfie à — 50° sous la pression de l'atmosphère ou à 0° sous la pression de 6,5 atmosphères.

Oxygène

Températures	Pressions en atmosphères sous laquelle l'oxygène a commencé à se liquéfier
— 131°.6.	26,5
— 133 ,4.	24,8
— 135 ,8.	22,5

L'oxygène liquide est incolore et transparent comme l'acide carbonique. Il est très mobile et forme un minisque très net. (S. Wroblewski et K. Olszewski, 1883).

A — 211° et sous la pression de 4 m. m. ce gaz n'est pas solidifié (K. O. 1885).

Azote

A — 136° et sous une pression de 150 atmosphères l'azote ne se liquéfie pas encore. Mais si l'on fait la détente lentement et si, en diminuant la pression on ne dépasse pas 50 atmosphères, l'azote se liquéfie d'une manière complète. (S. Wroblewski et K. Olszewski, 1883).

Des expériences plus récentes (1884) de K. Olszewski ont donné les résultats suivants :

Températures	Pressions
— 146° (T° critique)	35 atm. (point critique)
— 148 ,2.	31 —

Températures	Pressions
— 160 ,5.	17 atm.
— 194 ,4.	1 —
— 213	vide

A — 214° et sous la pression de 60 millimètres l'azote se solidifie.

Points de liquéfaction de l'air

(K. Olszewski, 1884).

Températures	Pressions
— 140° (point critique)	39,0 atm.
— 142	33
— 146	27,5
— 152	20
— 158 ,5	14
— 160 ,5	12,5
— 169	6,8
— 176	4,0
— 191 ,4	1
— 205	Dans le vide

Points de liquéfaction de l'acide chlorhydrique

(Faraday, 1845)

Températures	Pressions en atmosphères	Températures	Pressions en atmosphères
— 73°,3	1,80	— 36,11	8,53
68 ,8	2,28	34,44	9,22
67 ,7	2,38	30,00	10,66
64 ,3	2,90	28,89	10,92
62 ,2	3,12	23,33	12,82
60 ,5	3,37	20,56	13,88
56 ,6	4,02	17,78	15,04

Températures	Pressions en atmosphères	Températures	Pressions en atmosphères
55 ,0	4,26	12,22	17,74
51 ,0	5,08	6,67	21,09
46 ,1	5,83	3,89	23,08
45 ,5	6,30	1,11	25,32
41 ,1	7,40	0,00	26 20
40 ,0	7,68	4,44	30,67

Points de liquéfaction de l'hydrogène sulfuré

(FARADAY, 1845)

Températures	Pressions en atmosphères	Températures	Pressions en atmosphères
— 73,3	1,02	— 31,11	3,95
69,0	1,09	28,89	4,24
67,7	1,15	26,67	4,60
64,3	1,27	23,33	5,11
62,2	1,33	18,89	5,90
60.0	1,50	17,78	6,10
56,6	1,59	12,22	7,21
55	1,67	6,67	8,44
51	1,93	3,33	9,36
50	2,00	1,11	9,94
45	2,35	+ 4,4	11,84
42	2,59	8,89	13,70
40	2,86	10,0	14,14
34,4	3,49	11,11	14,60

Tensions de l'hydrogène sulfuré liquide à diverses températures

(Regnault)

Températures	Tensions en centimètres de mercure	Températures	Tensions en centimètres de mercure
— 25°	375	20°	1415
— 20	444	25	1600
— 15	520	30	1800
— 10	608	35	2020
— 5	707	40	2260
0	821	45	2500
5	950	50	2780
10	1090	55	3070
15	1250	60	3375

Points de liquéfaction de l'acide sulfureux

(Faraday, 1845)

Températures	Pressions en atmosphères	Températures	Pressions en atmosphères
— 17,78	0,725	14,44	2,50
12,22	0,92	17,78	2,75
10,00	1,00	20,00	3,00
7,22	1,12	22,80	3,28
5,00	1,23	25,00	3,50
3,33	1,33	29,44	4,00
0,5	1,50	32,22	4,35
0,0	1,53	33,89	4,50
+ 0,56	1,57	36,67	5,00
4,44	1,78	37,78	5,16
7,80	2,00	40,0	5,50
8,89	2.06	43,0	6.00
13.33	2,42		

Tensions de l'acide sulfureux liquide à diverses températures

(Regnault)

Températures	Tensions en centimètres de mercure	Températures	Tensions en centimètres de mercure
— 30°	28,7	20°	246,0
— 25	37,4	25	292,0
— 20	48,0	30	343,0
— 15	60,8	35	402,0
— 10	76,3	40	467,0
— 5	94,7	45	540,0
0	116,5	50	622,0
5	142	55	742,0
10	180	60	812,0
15	206,5		

Points de liquéfaction de l'ammoniaque

(Faraday, 1845)

Températures	Pressions en atmosphères	Températures	Tensions en atmosphères
— 17,7	2,48	+ 11,11	6,00
— 18,0	2,50	12,78	6,10
12,78	3,00	13,5	6,38
7,78	3,50	13,56	6,50
6,11	3,72	16,2	6,90
3,33	4,00	18,33	7,00
0,0	4,04	18,4	7,50
+ 0,56	4,44	19,44	7,60
3,9	4,50	20,46	8,00
5,0	5,00	22,78	8,50
6,67	5,10	24,44	9,00
7,22	5,36	26,67	9,50
7,78	5,45	28,33	10,00
9,44	5,50	29,44	10,30
10,56	5,83		

Tensions de l'ammoniaque liquide à diverses températures

(REGNAULT)

Températures	Tensions en centimètres de mercure	Températures	Tensions en centimètres de mercure
— 30°	86	15	542
— 25	110	20	639
— 20	140	25	748
— 15	174	30	870
— 10	215	35	1007
— 5	262	40	1160
0	318	45	1330
5	383	50	1516
10	457	55	1722
		60	1[illegible]50

Tableau des tensions de l'ammoniaque liquide à diverses températures

(BUNSEN)

Températures	Tensions en atmosphères
— 33°,7	1
— 5	4
0	4,8
+ 5	5,6
+ 10	6,5
+ 15	7,6
+ 20	8,8

La force élastique de la vapeur d'ammoniaque li-

quide peut être exprimée par la formule empirique suivante :

$$\text{Log. F} = a + b\alpha^t$$

$$\left\{ \begin{array}{l} a = 5{,}7164879 \\ b = -\ 2{,}6124790 \\ \text{Log } \alpha = 1{,}9967812 \\ t = \text{T} + 22. \end{array} \right.$$

Points de liquéfaction du protoxyde d'azote

(FARADAY)

Températures	Pressions en atmosphères	Températures	Pressions en atmosphères
— 87°,3	1,00	— 28°,9	13,32
— 84 ,4	1,10	— 26 ,1	14,69
— 81 ,7	1,22	— 23 ,3	16,15
— 78 ,9	1,37	— 20 ,5	17,70
— 76 ,1	1,55	— 17 ,8	19,34
— 73 ,3	1,77	— 15 ,0	21,07
— 70 ,6	2,03	— 12 ,2	22,89
— 67 ,8	2,34	— 9 ,4	24,80
— 65 ,0	2,70	— 6 ,7	26,80
— 62 ,2	3,11	— 3 ,9	28,90
— 59, 5	3,58	— 1 ,1	31,10
— 56 ,7	4,11	+ 1 ,6	33,40
— 53 ,9	4,70		
— 51 ,1	5,36		
— 48 ,3	6,09		
— 45 ,6	6,89		
— 42 ,8	7,76		
— 40, 0	8,71		
— 37 ,2	0,74		
— 34 ,4	10,85		
— 31 ,6	12,04		

Tensions du protoxyde d'azote liquide à diverses températures

(Regnault)

Températures	Tensions en centimètres de mercure	Températures	Tensions en centimètres de mercure
— 25°	1570	10	3420
— 20	1760	15	3780
— 15	1920	20	4200
— 10	2200	25	4670
— 5	2460	30	5170
0	2740	35	5730
5	3060	40	6340

Points de liquéfaction de l'oxyde azotique (bioxyde d'azote)

(K. Olszewski, 1885)

Températures	Pressions	Températures	Pressions
— 93°,5 (1)	71,2 atm.	— 119°,0	20,0 atm.
— 97 ,5	57,8 —	— 129 ,0	10,6 —
— 100 ,9	49,9 —	— 138 ,0	5,4 —
— 105 ,0	41,0 —	— 153 ,6	1,0 —
— 110 ,0	31,6 —	— 167 ,0 (2)	138 m.m. de merc.

(1) Point critique.
(2) Point de solidification.

Points de liquéfaction de l'hydrogène arsénié

(FARADAY, 1845)

Températures	Tensions en atmosphères	Températures	Tensions en atmosphères
— 59°	0,94	— 23,4	4,30
— 56 ,6	1,08	— 20,5	4,74
— 53 ,3	1,26	— 17,7	5,21
— 51 ,1	1,40	— 16,11	5,56
— 46 ,6	1,73	— 12,22	6,24
— 45 ,5	1,80	— 6,67	7,39
— 40 ,0	2,28	— 1,11	8,64
— 37 ,7	2,50	0,0	8,95
— 34 ,4	2,84	4,40	10,05
— 30 ,5	3,32	10,0	11,56
— 27 ,7	3,51	15,56	13,19

Points de liquéfaction de l'hydrogène silicié

(OGIER, 1880)

Températures	Pressions en atmosphères
— 11°	50
— 5	70
— 1	100

Points de liquéfaction de l'oxyde de carbone

(K. OLZEWSKI, 1884)

Pressions	Températures
35,5 atm.	— 135°,5 (point critique)
25,6 —	— 145 ,3
23,4 —	— 147 ,7
21,5 —	— 148 ,8

Pressions	Températures
20,4 —	— 150 ,0
18,1 —	— 152 ,0
16,1 —	— 154 ,4
14,8 —	— 155 ,7
6,3 —	— 168 ,2
4,6 —	— 172 ,6
1,0 —	— 190 ,0
un vide —	— 211 ,0 (point de solidification)

Tensions de l'acide carbonique liquide à diverses températures

(Regnault)

Températures	Tensions en centimètres de mercure	Températures	Tensions en centimètres de mercure
— 25°	1300	15°	3965
— 20	1515	20	4470
— 15	1760	25	5020
— 10	2035	30	5610
— 5	2345	35	6245
0	2700	40	6920
5	3070	45	7332
10	3500		

Points de liquéfaction de l'oxysulfure de carbone

(Cailletet)

Températures	Pressions en atmosphères	Températures	Pressions en atmosphères
0°	12,5	41,2	45,0
3 ,8	15,0	63,0	59,0
10 ,7	17,5	69,0	65,0
12 ,8	19,6	74,6	74,0
17 ,0	21,5	85,0	80,0
39 ,8	44,0		

Le point critique est situé vers 105°.

Points de liquéfaction de l'acide carbonique

FARADAY, MARESKA ET DONNY

Températures	Pressions en atmosphères	
— 59°,4	4,6	—
48 ,8	7,7	—
36 ,6	12,5	—
30 ,5	15,4	—
26 ,1	17,8	—
20 ,0	21,5	23,6
15 ,0	24,7	25,3
12 ,2	26,8	—
10 ,0	—	27,5
9 ,4	29,1	—
5 ,0	33,1	—
0 ,0	38,5	36
+ 6 ,3	—	42
10 ,0	—	46
15 ,5	—	52
19 ,0	—	57
23 ,5	—	63
27 ,0	—	68
30 ,7	—	74
34 ,5	—	80

Forces élastiques de la vapeur d'acide carbonique solide à diverses températures

(FARADAY)

Températures	Pressions en atmosphères	Températures	Pressions en atmosphères
— 57°	5,33	— 70°,5	2,28
— 57 ,4	4,6	— 77 ,2	1,36
— 63 ,9	3,6	— 99 ,4	1,14

Points de liquéfaction du méthane

(gaz des marais) CH^4

Températures	Pressions
— 73°,5.	56,8 atm. (point critique)
— 75 ,9.	52,5 —
— 98 ,2.	24,9 —
— 113 ,4.	16,4 —
— 130 ,9. . . . . . . , .	6,7 —

Le méthane bout entre — 155° et — 160°.

Ce gaz préparé à l'aide de l'acétate de sodium fondu et de la chaux sodée renferme avec d'autres impuretés une certaine quantité d'hydrogène (8 °/₀ environ) S. Wroblewski, 1884).

Températures	Pressions
— 81°,8 (point critique).	54,9 atm.
— 85 ,4	49,0 —
— 93 ,3	40,0 —
— 105 ,8	26,3 —
— 110 ,6	21,4 —
— 126 ,8	11,0 —
— 138 ,5	6,2 —
— 153 ,8	2,24 —
— 164 ,0 . . . . , . . .	1,0 —
— 185 ,8 (point de solidification) . .	80 m. m. de mercure
— 201 ,5	5 — —

(K. Olzewski, 1885).

Hydrure d'éthyle. — Il se liquéfie à + 4° sous une pression de 4 atmosphères.

Tensions du chlorure de méthyle liquide à diverses températures

(Regnault)

Températures	Tensions en centimètres de mercure	Températures	Tensions en centimètres de mercure
— 30°	58	10	267
— 25	72	15	313
— 20	88	20	367
— 15	108	25	427
— 10	131	30	494
— 5	158	35	570
0	189		
5	225		

Tensions de l'oxyde de méthyle liquide à diverses températures

(Regnault)

Températures	Tensions en centimètres de mercure	Températures	Tensions en centimètres de mercure
— 30°	57,6	5°	223
— 25	71,6	10	263
— 20	88	15	308
— 15	108	20	359
— 10	131	25	415
— 5	157	30	478
0	188		

Points d'ébullition de l'éthylène sous de faibles pressions

(K. Olszenski, 1894)

Températures	Pressions
— 103°	750 millimètres
— 105	546 »
— 108	441 »
— 111	346 »
— 115,5	246 »
— 122	146 »
— 126	107 »
— 129,7	72 »
— 132	56 »
— 139	31 »
— 148	12 »
— 150,4	9,8 »

L'éthylène se liquéfie à — 110° sous la pression d'une atmosphère.

Points de liquéfaction de l'acétylène

(Cailletet, 1878)

Températures	Pressions en atmosphères	Températures	Pressions en atmosphères
+ 1°	48	+ 18°	83
+ 2,5	50	+ 25	94
+ 10	63	+ 31	103

Point de liquéfaction du cyanogène

(FARADAY, 1845)

Températures	Pressions en atmosphères	Températures	Pressions en atmosphères
— 17°,78	1,25	11°,11	3,36
— 13 ,33	1,50	12 ,50	3,50
— 12 ,22	1,53	17 ,22	4,00
— 9 ,44	1,72	21 ,11	4,50
— 6 ,67	1,89	23 ,33	4,79
— 5 ,56	2,00	25 ,00	5,00
— 2 ,78	2,20	26 ,11	5,16
0 ,0	2,37	28 ,33	5,50
1 ,39	2,50	31 ,5	6,00
3 ,60	2,72	34 ,1	6,50
6 ,91	3,00	35 ,0	6,64
8 ,89	3,17	36 ,7	7,00
10 ,0	3,28	39 ,44	7,50

Tensions du cyanogène liquide à divers températures

(REGNAULT)

Températures	Tensions en centimètres de mercure	Températures	Tensions en centimètres de mercure
— 20°	79	+ 5	240
— 15	111	10	290
— 10	140	15	335
— 5	174	20	380
0	204		

Tableau de la limite de l'état liquide de quelques composés.

(J.-B. HANNAY, 1882)

Liquides seuls	Température critique	Pression correspondante en atmosphères
Alcool éthylique.	235°,39	66,78
Bisulfure de carbone . . .	277 ,55	95,86
Alcool méthylique	232 ,76	72,85
Tétrachlorure de carbone .	282 ,51	57,57
Liquides en présence d'un gaz		
Alcool éthylique et H . . .	234°,78	82,53
— — » . . .	235 ,68	122,72
— — » . . .	235 ,04	178,80
— — » . . .	234 ,14	183,07
— — Az . .	235 ,11	82,35
Bisulfure de carbone et H .	277 ,55	95,86
— — » .	274 ,93	171,54
— — et Az.	273 ,12	141,45

L'alcool méthylique fournit des résultats analogues.

Il résulte des recherches de Hannay que la température critique au-dessus de laquelle le corps est bien à l'état gazeux, est indépendante de la pression.

ÉBULLITION

1° La température d'ébullition augmente avec la pression.

2° Pour une pression donnée, l'ébullition ne commence qu'à une température déterminée, qui varie

d'un liquide à un autre, mais qui, à pression égale, est toujours la même pour un même liquide.

3° Quelle que soit l'intensité de la source de chaleur, à partir du moment où l'ébullition commence, la température reste stationnaire.

Lorsqu'un liquide bout, la force élastique maximum de sa vapeur à la température de l'ébullition est égale à celle de l'atmosphère environnante.

Points d'ébullition de quelques gaz sous la pression atmosphérique.

Acide sulfureux	— 10°,08
Oxyde de méthyle	— 23 ,65
Chlorure de méthyle	— 23 ,73
Ammoniaque	— 38 ,5
Hydrogène sulfuré	— 61 ,8
Acide carbonique	— 78 ,2
Protoxyde d'azote	— 87 ,9
Cyanogène	— 20 ,7
Acide chlorhydrique.	— 110

Oxygène.	— 184° (1).	181° (2).
Air	— 192 ,2	191 ,4
Azote.	— 193 ,1	194 ,4
Oxyde de carbone .	— 193	

Les éléments de l'air ne se séparent pas quand on les liquéfie.

(1) Wroblewski.
(2) Olzewski.

Points d'ébullition et points critiques des gaz et des vapeurs

D'après J.-J. Coleman, 1885)

Températures		Pressions en atmosphères
+ 370°	Point critique de l'eau.	195,5
+ 155 ,4	— — de l'anhydride sulfureux	78,9
+ 141 ,	Point critique du chlore	83,9
+ 130	— — de l'ammoniaque .	115
+ 100 ,2	— — de l'hydrogène sulfuré	92
+ 37	Point critique de l'acétylène . .	68
+ 35 ,4	— — du protoxyde d'azote	95
+ 31 ,9	Point critique de l'anhydride carbonique	77.
+ 10 ,1	Point critique de l'éthylène . .	51

— 0°	Le protoxyde d'azote bout sous la pression de 32 atmosphères. . .	Faraday.
— 0	L'anhydride carbonique bout sous la pression de 36 atmosphères .	»
— 10	L'anhydride sulfureux bout sous la pression ordinaire.	»
— 10 ,5	L'anhydride sulfureux bout sous la pression ordinaire.	Bunsen.
— 23	Le chlorure de méthyle bout sous la pression ordinaire.	Regnault.
— 23	L'anhydride carbonique bout sous la pression de 19,38 atmosphères.	Faraday.
— 29	L'anhydride sulfureux bout dans un courant d'air sec	Pictet.
— 33 ,6	Le chlore bout sous la pression ordinaire.	Regnault.

— 33 ,7	Le gaz ammoniac bout sous la pression ordinaire	Bunsen.
— 40	Le protoxyde d'azote bout sous la pression de 8,71 atmosphères . .	Faraday.
— 40	L'anhydride carbonique bout sous la pression de 11 atmosphères. . .	»
— 40	L'éthylène bout sous la pression de 13,5 atmosphères	»
— 51	Le protoxyde d'azote bout sous la pression de 5 atmosphères . . .	»
— 51	L'acide carbonique bout sous la pression de 6,75 atmosphères . .	»
— 51	L'éthylène bout sous la pression de 9 atmosphères.	»
— 61 ,8	L'hydrogène sulfuré bout sous la pression ordinaire	Regnault.
— 62	Le protoxyde d'azote bout sous la pression de 3,75 d'atmosphères .	Faraday.
— 62	L'éthylène bout sous la pression de 6,5 atmosphères.	»
— 72	Point critique des gaz de marais (CH^4), sous la pression de 40 atmosphères.	Wroblewski.
— 78	L'acide carbonique bout sous la pression ordinaire	Faraday et Regnault.
— 84	Le protoxyde d'azote bout sous la pression ordinaire	Faraday.
— 86	Le gaz des marais bout sous la pression de 40 atmosphères	Wroblewski.
— 87 ,9	Le protoxyde d'azote liquide bout sous la pression ordinaire . . .	Regnault.
— 98	Le gaz des marais bout sous la pression de 40 atmosphères	Wroblewski.
— 102°	L'acide chlorhydrique bout sous la pression ordinaire	Olzewski.
— 102	L'éthylène bout sous la pression ordinaire	Wroblewski.

— 103	L'éthylène bout sous la pression ordinaire	Olzewski.
— 113	Point critique de l'oxygène sous la pression de 50 atmosphères. . .	Wroblewski.
— 113	Le gaz des marais bout sous la pression de 16 atmosphères	»
— 125	Le protoxyde d'azote bout dans le vide.	Dewar.
— 139	L'éthylène bout dans le vide. . .	Olzewski.
— 139 ,5	Point critique de l'oxyde de carbone sous la pression de 35,5 atmosphères.	»
— 140	Point critique de l'air sous la pression de 39 atmosphères. . . .	»
— 146	Point critique de l'azote sous la pression de 35 atmosphères . .	»
— 150	L'éthylène bout dans le vide. . .	»
— 150	L'oxyde de carbone bout sous la pression de 20 atmosphères . .	»
— 152	L'air atmosphérique bout sous la pression de 20 atmosphères . .	»
— 155	Le gaz des marais bout sous la pression ordinaire	Wroblewski.
— 184	L'oxygène bout sous la pression ordinaire.	»
— 191	L'air bout sous la pression ordinaire	Olzewski.
— 191 ,2	L'air bout à la pression ordinaire.	Wroblewski
— 193	L'oxyde de carbone bout à la pression ordinaire	»
— 194	L'azote bout à la pression ordinaire	Olzewski.
— 205	L'air atmosphérique bout dans le vide.	»

Anomalies dans l'ébullition des liquides

(L. DUFOUR, 1861) (1)

(Influence de l'électricité sur l'ébullition)

1° Lorsque, dans des capsules de platine, de cuivre, de porcelaine, de verre, on chauffe de l'huile de lin, puis que l'on y introduit, avec des précautions convenables, de petites quantités d'eau qui tombent au fond de la couche d'huile. cette eau peut arriver bien au-dessous de 100° avant de bouillir. Des gouttes aqueuses ont ainsi atteint plus de 150°.

2° Lorsque l'eau ordinaire (non purgée d'air) est introduite dans un mélange convenable d'essence de girofle et d'huile de lin, elle flotte en équilibre dans ce milieu de même densité. Si on la chauffe dans ces conditions, sa température dépasse toujours 100° avant que l'ébullition ait lieu. Des sphères d'eau ont été amenées ainsi à 178°.

3° Lorsque l'eau n'est pas placée dans un vase solide, mais qu'elle flotte soutenue dans un fluide de même densité (2), elle peut subsister à l'état liquide (sans changement de pression), jusqu'à — 20° d'une part et 178° d'une autre ; c'est-à-dire durant 198° du thermomètre.

4° Diverses dissolutions salines, chauffées sur un bain de soufre en fusion et sous une couche d'huile, peuvent

---

(1) De Luc (1770 ?) a été le premier à signaler les irrégularités de l'ébullition des liquides.

Les auteurs qui se sont occupés de cette même question avant Dufour sont :

Watt, 1773. Achard, 1785. Gay-Lussac, 1812. Muncke, 1817. Magnus, 1836. Marcet, 1842. Donny, 1846.

(2) Ce liquide se compose de parties égales d'huile d'amandes et d'essence de pétrole auquel on ajoute un peu de chloroforme jusqu'à ce que le mélange ait la même densité que l'eau.

atteindre des températures très supérieures à celle de leur ébullition ordinaire sans changer d'état.

5° Des sphères de chloroforme, flottant en équilibre dans une dissolution de chlorure de zinc de même densité, peuvent être chauffées jusqu'à 97 et 98° sans bouillir.

6° L'acide sulfureux liquide, flottant en équilibre entre deux couches inégalement denses d'acide sulfurique convenablement étendu d'eau a pu être conservé jusqu'à + 8° sans que l'état gazeux se produisit.

7° Dans les conditions particulières de ces expériences, l'ébullition intervient tantôt spontanément, tantôt sous l'influence d'actions moléculaires étrangères.

8° Le contact des corps solides surtout des corps poreux, est très généralement une cause provocatrice de l'ébullition.

9° L'électricité, comme agent spécial, ne paraît pas agir pour déterminer l'ébullition de l'eau surchauffée.

Ainsi, une étincelle de bouteille de Leyde éclatant entre les deux fils produit immédiatement une ébullition plus ou moins violente, dès que la température est au-dessus de 100° ; mais comme pour les globules, la grande proximité des pôles, l'instantanéité des phénomènes ne permettent guère de savoir si le changement d'état est dû à l'électricité proprement dite, à une action mécanique ou à un phénomène de décomposition de l'eau. L'appareil Ruhmkorff donne lieu à un résultat tout semblable. Si les électrodes sont de platine et un peu éloignées, une vive effervescence les enveloppe au moment où on active l'appareil ; il n'y pas d'ébullition dans l'intervalle qui sépare les pôles.

10° La décomposition, par un courant électrique, de l'eau surchauffée et le dégagement gazeux qui en résulte, sont une cause provocatrice de l'ébullition.

Lorsque les électrodes sont à 1 ou 2 centimètres de distance, plongeant dans l'eau à 102 ou 103°, il ne se produit aucun effet tant que le courant ne passe pas. Au moment même où l'on ferme le circuit, on voit une effervescence

écumeuse envelopper les deux fils et le thermomètre baisser. Cette effervescence cesse ou du moins diminue beaucoup dès qu'on rompt le circuit ; elle se ranime vivement si le courant est rétablit.

Dans la couche aqueuse qui sépare les deux pôles il n'y a pas d'ébullition ; la masse du liquide demeure paisible.

Avec des électrodes en cuivre, le courant de la pile provoque immédiatement une vive ébullition à la cathode ; l'anode demeurant parfaitement calme. En intervertissant le sens du courant, l'électrode calme précédemment devenait le centre de l'ébullition et l'autre demeurait inactif.

L'ébullition d'un liquide, à une pression déterminée, peut se produire à des températures différentes suivant les conditions physiques dans lesquelles il est placé ; ces températures sont égales ou supérieures à celle où la force élastique de la vapeur du liquide fait équilibre à la pression extérieure.

La solidification d'un liquide a lieu a des températures variables suivant les conditions physiques dans lesquelles il est placé ; ces températures sont égales ou inférieures à un maximum qui dépend de la nature du liquide et de la pression. (L. Dufour, 1861.)

Points d'ébullition de l'acide sulfurique de diverses concentrations

(Lunge, 1878).

Densité à 15°	SO_4H_2 p. 100	Points d'ébullition	Pressions à 0°
1,8400	95,3	297°	718,8
1,8334	92,8	280	723,9
1,8245	90,4	264	720,6
1,8140	88,7	257	726,0
1,7990	86,6	241 ,5	720,1

Points d'ébullition de l'acide sulfurique de diverses concentrations (*Suite*)

Densité à 15°	SO4H2 p. 100	Points d'ébullition	Pressions à 0°
1,7800	84,3	228	720, 5
1,7554	81,5	218	726,0
1,7400	80,6	209	720,6
1,7203	78,9	203 ,5	725,9
1,7037	77,5	197	725,2
1,6786	75,3	185 ,5	725,2
1,6599	73,9	180	725,2
1,6328	71,5	173	725,2
1,6072	69,5	169	730,1
1,5825	67,2	160	728,8
1,5617	65,4	158 ,5	730,1
1,5437	64,3	151 ,5	730,1
1,4960	59,4	143	730,1
4,4635	56,4	133	730,1
1,4015	50,3	124	730,1
1,3554	45,3	118 ,5	730,1
1,3194	41,5	115	730,1
1,2633	34,7	110	732,9
1,2042	27,6	107	732,9
1,1128	15,8	103 ,5	732,9
1,0580	8,5	101 ,5	735,0

Points d'ébullition des principales solutions salines saturées

(LEGRAND)

Sels dissous	Poids du sel dissous dans 100 p. d'eau	Points d'ébullition
Chlorure de sodium. . .	41,2.	108°,4
— de potassinm .	59,3.	108 ,3
— de baryum . .	60,1, ...	104 ,4
Carbonate de sodium . .	48,5.	104 ,63
Phosphate de sodium . .	112,6.	106 ,6
Chlorate de potassium. .	61,5.	104 ,2
Azotate de sodium . . .	224,8.	121 ,0
Chlorure d'ammonium. .	88,9.	114 ,2
— de strontium. .	117,5.	117 ,85
— de calcium . .	325,0.	179 ,5
Tartrate de potassium . .	296,2.	114 ,67
Carbonate de potassium .	205,0.	135
Azotate de calcium . . .	362,0.	151
Acétate de sodium . . .	209,0.	124 ,37
— de potassium . .	798,2.	169

Influence de la concentration sur le point d'ébullition de la solution de chlorure de sodium

Chlorure de sodium pour cent	Bischof	Karsten	Legrand	Gerlach
5 . . .	101°,50. .	101°,10. .	100°,80. .	100°,9
10 . . .	103 ,03. .	102 ,38. .	101 ,75. .	101 ,9
15 . . .	104 ,63. .	103 ,83. .	103 ,00. .	103 ,3
20 . . .	106 ,26. .	105 ,46. .	104 ,60. .	105 ,3
25 . . .	107 ,97. .	107 ,27. .	106 ,60. .	107 ,6

Lois relatives au point d'ébullition des solutions salines

Tate (1861) a déterminé les points d'ébullition des solutions des sels suivants :

Chlorures de sodium, potassium, baryum, calcium et strontium.

Azotates de sodium, potassium, calcium et ammonium.

Carbonates de sodium et de potassium.

Il a trouvé pour ces sels que : *l'augmentation de la température d'ébullition peut être approximativement exprimée par une certaine puissance de la proportion de sel dissous.*

Ainsi, si K représente le poids de sel sec dissous dans 100 parties d'eau, T l'excès de la température d'ébullition de cette dissolution au-dessus du point d'ébullition de l'eau pure sous la même pression atmosphérique, on aura :

$$T = ak^{x}.$$

La quantité a est constante pour un même sel seulement et l'exposant x est constant pour certains groupes de sels.

Les sels mentionnés plus haut peuvent, à cet égard, se diviser en 4 groupes distincts, caractérisés par ce fait que *les augmentations des températures d'ébullition pour les solutions de chaque groupe de sel ont un rapport constant entre elles pour des poids égaux de sels dissous.* Ainsi si T et T′ représentent les élévations du point d'ébullition correspondant à des solutions de deux sels

appartenant au même groupe, quelque soit le poids dissous ; pourvu qu'il soit le même pour les deux sels, on trouve que $\frac{T}{T'}$ est une quantité constante.

Le *premier groupe* comprend les chlorures de sodium, de potassium et baryum, ainsi que le carbonate de sodium ; le *second*, les chlorures de calcium et de strontium ; le *troisième*, les azotates de sodium, de potassium et d'ammonium ; le *quatrième*, les carbonates de potassium et de sodium et l'azotate de calcium.

Influences de certains sels sur l'évaporation spontanée de l'eau

(B. Babington, 1859)

1° Dans un grand nombre de solutions salines, l'évaporation à l'air libre est retardée si on compare cette évaporation à celle qui a lieu d'une même surface d'eau distillée.

2° Dans les solutions salines où l'évaporation est retardée, ce retard est en raison de la quantité de sel que renferme la solution.

3° L'évaporation spontanée d'une solution saline est plus ou moins retardée suivant la nature des sels qui y sont dissous.

4° La propriété de retarder l'évaporation ne dépend pas du poids spécifique de la solution employée.

5° La propriété des solutions salines de retarder l'évaporation est indépendante de la nature de leur acide.

Ce que montre le tableau suivant :

Sels de potassium dissous dans 10 parties d'eau. Durée de l'expérience, 35 heures

	Perte d'eau
Acétate de potassium.	9,42 gr.
Bicarbonate de potassium . . .	8,51
Carbonate de potassium	7,45
Ferro-cyanure de potassium . .	7,15
Chlorure de potassium	6,37
Azotate de potassium.	7,60
Sulfate de potassium.	8,58
Tartrate de potassium	9,81

6° La propriété de retarder l'évaporation est en général plus marquée dans les solutions des sels acides (bicarbonates, bisulfates, etc.), que dans les solutions des sels neutres (carbonates, sulfates, etc.).

7° Il existe certains sels (chlorate de potassium, sulfate de cuivre, ferro-cyanure de potassium, carbonate de sodium), qui dissous dans l'eau, non seulement ne retardent pas l'évaporation de celle-ci, mais même en quelques cas paraissent l'accélérer.

Points d'ébullition de quelques sels anhydres

(T. Carnelley et C. Williams, 1880).

Chlorure cuivreux	Cl^2Cu^2. . . .	954 à 1032
Bromure —	Br^2Cu^2 . . .	861 à 954
Iodure —	I^2Cu^2	759 à 772
Bromure de cadmium . . .	Br^2Cd	806 à 812
Iodure — . . .	I^2Cd	708 à 719
Iodure de plomb.	I^2Pb	861 à 954
Bromure de tellure. . . .	Br^2Te	339

Points d'ébullition de quelques acides

(a) *Acides liquides à la température ordinaire (15-20°)*

Acide azotique monohydraté.	86°
— — quadrihydraté	123
— sulfurique concentré	338
— cyanhydrique.	26 ,1
— formique	105 ,3
— acétique cristallisable.	117 ,5
— proprionique	142
— butyrique	162 ,3
Solution d'acide chlorhydrique (D = 1,11). . . .	110
— — iodhydrique (D = 1,70)	128

(b) *Acides solides à la température ordinaire (15-20°)*

Acide sulfurique anhydre.	32°
— azotique anhydre	50
— trichloracétique	52 ,3
— monochloracétique.	62
— oxalique.	100
— mésoxalique	115
— malonique	140
— tartronique.	160
— benzoïque	240
— nitrobenzoïque	300

Table donnant les densités et les points d'ébullition des solutions de potasse

(DALTON)

Densités	K_2O en centièmes	Points d'ébullition
2,40	39,9	129°,5
2;20	36,3	123 ,9
1,42	34,4	118 ,3
1,39	32,4	115 ,5
1,36	29,4	112 ,2
1,33	26,3	109 ,4
1,28	23,4	106
1,23	19,5	104 ,4
1,19	16,2	103 ,3
1,15	13,0	101 ,7
1,1	9,5	101 ,1
1,0	4,7	100 ,5

Points d'ébullition de quelques composés organiques

Alcool méthylique	66°,3
— éthylique	78 ,4
— amylique	132 ,0
Oxyde d'éthyle (éther)	35 ,6
Chlorure —	11 ,0
Bromure —	40 ,7
Iodure —	71 ,3
Acétate —	73 ,0
Butyrate —	121 ,0
Formiate —	54 ,3
Benzoate —	213 ,4
Oxalate —	184 ,8
Glycérine	290 ,4

Chloroforme	63 ,0
Chloral anhydre	99 ,1
— hydrate.	98 ,0
Benzine.	80 ,5
Nitrobenzine	205 ,0
Aniline.	182 ,0
Toluène	111 ,0
Naphtaline.	218 ,0
Phénol (acide phénique) .	183 ,0
Camphre de Bornéo . . .	215 ,0
— du Japon. . . .	205 ,0
Essence de térébenthine. .	156 ,8
— d'anis	220 ,0
— de citron	167 ,0
Huile de lin	387 ,5
— de ricin	265

Points d'ébullition des principaux composés organiques déterminés par différents auteurs

Oxyde d'éthyle (éther ordinaire) $(C^2H^5)^2O$

34°,9.	Kopp.
35 ,5.	Pierre.

Carbonate d'éthyle (éther carbonique) $(C^2H^5)^2CO^3$

125°,0.	Cahours.
126 ,8.	Kopp.
125 ,5.	Ettling.
126 ,0.	Clermont.

Oxalate d'éthyle (éther oxalique), C^2O^4 $(C^2H^5)^2$

183°,5.	Dumas et Boullay.
184 ,4.	Andrews.
184 ,8.	Kopp.
186 ,0.	Delffs.

Toluène (toluol) C^7H^8

103°,7.	Church.
106 ,0.	Glenard et Boudault.
108 ,0.	Deville.
109 ,5.	Noad.
110 ,0.	Wilson.
113 ,0.	Maxsfield.
114 ,0.	Gerhardt.

Hydrate de méthyle (alcool méthylique) CH^3OH

60°,0.	Kane.
60 ,5.	Delffs.
61 ,0.	»
64 ,9.	Kopp.
65 ,0.	»
65 ,8.	Andrews.
66 ,3.	Pierre.
66 ,5.	Dumas.
66 ,5.	Fabre et Silbermann.

Formiate d'éthyle (éther formique) $CHO^2C^2H^5$

52°,9.	Pierre.
53 ,0.	Delffs.
53 ,4.	Liebig.
54 ,0.	Marchand.
54 ,3.	Andrews.
55 ,3.	Kopp.
56 ,0.	»
56 ,0.	Döbereiner.
56 ,2.	Löwing.

Acétate d'éthyle (éther acétique) $C^2H^3O^2C^2H^5$

71°,0.	Thénard.
73 ,7.	Kopp.
74 ,0.	Dumas et Boullay.
74 ,0.	Delffs.
74 ,1.	Pierre.
78 ,0.	Masson.

Benzine (benzol) C^6H^6

80°,4.	Kopp.
80 ,5.	Mansfield.
80 ,8.	Church.
85 ,5.	Faradey.
86 ,0.	Mitscherlich.

Hydrate d'éthyle (alcool ordinaire) C^2H^5OH

76°,0.	Dumas et Boullay.
77 ,3.	Yelin.
77 ,9.	Andrews.
78 ,0.	Kopp.
78 ,2.	Delffs.
78 ,3.	Pierre.
78 ,4.	Gay Lussac.
78 ,4.	Fabre et Silbermann.
78 ,6.	Marchand.
78 ,8.	Kopp.

Acide formique, CH^2O^2

98°,5.	Liebig.
100 ,0.	Bineau.
100 ,0.	Wurtz.
105 ,4.	Kopp.

Acide acétique $C^2H^4O^2$

114 ,0.	Mitscherlich.
116 ,0.	Delffs.
116 ,9.	Kopp.
119 ,0.	Sebille-Auger.
120	Dumas.
120	Favre et Silbermann.

Acide butyrique $C^4H^8O^2$

156°	Kopp.
156	Delffs.
163	Pierre.
164	Pelouze et Gelis.
164	Favre et Silbermann.

Acide valérique $C^5H^{10}O^2$

174°,5.	Delffs.
175 ,0.	Personne.
175 ,0.	Dumas et Stas.
175 ,0.	Favre et Silbermann.
175 ,8.	Kopp.
176 ,0.	Bonaparti.

Dans un composé organique l'addition de C élève la température d'ébullition de 35° à 35°,5 et l'addition de H^2 l'abaisse de 15° ; ce qui fait 35 — 15 = 20° pour l'addition de CH^2 (Gerhardt).

L'addition de CO^2 élève le point de 91°.

La substitution de O à H^2 élève le point d'ébullition de 43°.

Substitution de :	Abaissement de la température d'ébullition.
H à Cl.	20° à 70°
Cl à OH	50 à 70
Br à OH	30 à 40
I à OH.	— 10 à + 10
$C^2H^3O^2$ à OH	+ 5
Cl à Br	20 à 30
Cl à I	40 à 60
C^2H^5 à H	43
Cl à C^2H^5O	20 à 30 (Berthelot)
CH^3 à C^6H^5	130 à 135
H à C^6H^5.	150 à 155 (Grimaux)

D'après Burdin, dans les corps homologues, la température absolue d'ébullition est proportionnelle à la racine carrée de la densité de vapeur.

$$T = A\sqrt{\delta}.$$

Cette loi s'est vérifiée sur 71 corps appartenant à 15 séries différentes.

Points d'ébullition des éléments solides

Iode.	180° (200°)
Soufre	440
Sélénium	700° environ
Tellure	volatil au rouge
Phosphore . . .	288-290°
Arsenic	412
Bismuth	volatil au rouge blanc
Antimoine . . .	volatil au rouge vif.
Zinc.	1040
Cadmium	800° (860)
Potassium . . .	700
Sodium	710

Points d'ébullition de quelques métaux dans le vide

Cadmium	160°	Bismuth	292°
Zinc	184	Plomb	360
Antimoine	292	Etain	360

Points d'ébullition du mercure

Températures	Auteurs	Températures	Auteurs
360°.	Dulong et Petit	349°.	Dalton
357.	Regnault	356.	Heinrich
346.	Crichton	350	?

Points d'ébullition du cadmium

Températures	Auteurs
720	Becquerel
772	Carnelley
815	Deville et Troost

Tension de vapeur de différents liquides en centimètres de mercure

(Regnault)

Température	Alcool	Alcool méthylique	Éther	Sulfure de carbone	Essence de térébenthine	Chloroforme	Benzine	Tétra-chlorure de carbone	Chlorure d'éthyle	Bromure d'éthyle	Iodure d'éthyle	Acétone	Bromure d'éthylène	Trichlorure de phosphore	Chlorure de cyanogène
— 30	»	0,3	»	»	»	»	»	»	11	3,2	»	»	»	»	6,8
— 20	0,34	0,6	6,9	4,7	»	»	0,58	0,98	18,8	5,9	»	»	0,17	»	14.8
— 10	0,64	1,35	11,5	7.9	»	»	1,3	1,85	30,2	10,1	»	»	0,25	»	27,0
0	1,27	2,7	18,4	12,8	0,2	»	2,5	3,3	46,5	16,5	4,2	»	0,4	3,8	44,4
10	2,42	5	28,7	19,9	0,3	»	4,5	5,6	69,1	25,7	6,9	»	0,65	6,3	68,2
20	4,45	8,9	42,3	29,8	0,45	16	7,6	9,1	99,6	38,7	11	18	1,1	10	100,2
30	7,85	15	63,5	43.5	0,69	24,7	12	14,2	139,9	56,5	16,9	28	1,7	15,5	142.7
40	13,4	24,4	90,7	61.7	1,1	37	18.4	21,5	162	80,2	25,2	42	2,7	23.4	198,8
50	22	38,2	126,5	85,7	1,7	53,5	27,1	31,5	257,9	111,3	36,4	60,3	4,3	34,1	272
60	35	58	172,5	116.4	2,7	75,5	39	44.8	340	151,2	51,2	86	6,6	48,6	366,4
70	54.1	85,7	230.5	155	4,1	104.2	54,7	62,1	440.5	201,5	»	118,9	9,8	67,4	487,4
80	81,3	124	302,3	203	6,1	140,7	75.2	84,3	561.4	263 9	»	161.1	14.4	»	»
90	118.9	174	390	262	9,1	186,5	101,3	112,2	704.7	339,9	»	214.2	20,7	»	»
100	169,7	240	495	332	13,1	243	134	146.7	872,3	431,2	»	279,7	29	»	»
110	233,8	326	621	416	18,6	311	171,5	188,7	»	539,4	»	359.4	40	»	»
120	323,2	434	772	515	25,7	393	223,5	239,4	»	665.8	»	454,7	54,5	»	»
130	423,3	570	»	630	34,9	488	282,5	299,7	»	811,6	»	567	72,6	»	»
140	567,5	734	»	760	46,4	600	352	371	»	978	»	697,5	95	»	»
150	731,8	937	»	910	60,5	728	433	454.3	»	»	»	»	123	»	»
160	»	»	»	»	77,5	873	527	551,3	»	»	»	»	157	»	»
170	»	»	»	»	97,5	»	634	663,4	»	»	»	»	198	»	»
180	»	»	»	»	121	»	»	792,4	»	»	»	»	246	»	»
190	»	»	»	»	147	»	»	939,9	»	»	»	»	302	»	»
200	»	»	»	»	177	»	»	»	»	»	»	»	367	»	»
210	»	»	»	»	»	»	»	»	»	»	»	»	441	»	»
point d'ébullition à 76 cent.	78°,26	66,78	34,97	46,20	159,2	60,16	80,36	76,5	12,5	38,37	72,2	56,3	131,6	73,8	12,66

Table des forces élastiques de la vapeur de phosphore à diverses températures

Températures	Forces élastiques correspondantes en millimètres de mercure	Auteurs
5°	0,03	Joubert
10	0,05	»
15	0,08	»
20	0,13	»
25	0,18	»
30	0,26	»
35	0,39	»
40	0,50	»
165	120	Schrœtter
170	173	»
180	204	»
200	266	»
209	339	»
218	359	»
226	393	»
230	514	»
278	762	Pisati et Franchis
360	2 432	Troost et Hautefeuille
440	5 700	» »

Tensions de l'hydrate de chlore à diverses températures

(Isambert)

Températures	Pressions
0°	230
3,3	375
5	481

Tensions
de l'hydrate de chlore à diverses températures
(*Suite*)

Températures	Pressions
6,6	571
7,6	644
8,0	671
9,1	776
10,1	832
11,0	950
11,7	1032
12,9	1245
14,5	1400

Table des tensions
de la vapeur d'eau à diverses températures

(REGNAULT)

Températures	Tension en millimètres	Températures	Tensions en millimètres
— 30°	0,365	90°	525,450
— 20°	0,841	91°	545,778
0°	4,600	92°	566,757
+ 10°	9,165	93°	588,406
20°	17,371	94°	610,740
30°	31,548	95°	633.778
40°	54,906	96°	657,525
50°	91,982	97°	682,029
60°	148,791	98°	707,280
70°	233.093	99°	733,385
80°	354,643	100°	760,000

Table des tensions de la vapeur d'eau à diverses températures

(*Suite*)

Températures	Tension en atmosphères	Températures	Tension en atmosphères
100°	1	198,°8	15
120°,6	2	201°,9	16
133°,9	3	204°,9	17
144°,0	4	207°,7	18
152°,2	5	210°,4	19
159°,2	6	213°,0	20
165°,3	7	215°,5	21
170°,8	8	217°,9	22
175°,8	9	220°,3	23
180°,3	10	222°,5	24
184°,5	11	224°,7	25
188°,4	12	226°,8	26
192°,1	13	228°,9	27
195°,5	14	230°,9	28

Relation entre la pression de la vapeur d'eau et la température

(G.-G. Duperray, 1871)

La pression de la vapeur aqueuse au-dessus d'une atmosphère est sensiblement proportionnelle à la quatrième puissance de la température ou $f = t^4$.

Ainsi la pression en kilogrammes, par centimètre carré, est sensiblement égale à la quatrième puissance de la température.

Exemple. — La pression à 200° serait la quatrième

puissance de 2 ou 16 kilogrammes. La pression exacte est de 15,380 atmosphères, soit 15,892 kilogrammes. L'erreur est donc de 108 grammes, soit la 150e partie de la valeur exacte.

Tensions des vapeurs émises par les solutions salines

Loi de Wüllner. — La différence entre la force élastique maxima F, de la vapeur d'eau pure, et la force élastique maxima f, de la vapeur émise par une solution saline à la même température, est proportionnelle à la quantité p, du sel dissous :

$$F - f = Kp.$$

Au-dessous du point d'ébullition, la tension de vapeur de chaque solution est toujours inférieure à celle de l'eau, et cela d'un nombre de degrés proportionnel à la quantité de sel dissous par un poids d'eau constant.

Chaque unité de poids de sel dissous dans 100 parties d'eau amènera dans la tension de la vapeur f la diminution δ suivante :

$\delta = 0{,}00601\, f$ pour le chlorure de sodium ;

$\delta = 0{,}00236\, f$ pour le sulfate de sodium (il n'y a aucun changement à 33°) ;

$\delta = 0{,}00383\, f - 0{,}00000190\, f^2$ pour le sulfate de potassium ;

$\delta = 0{,}00196\, f + 0{,}00000108\, f^2$ pour l'azotate de potassium ;

Une loi analogue régit les solutions de deux sels ne pouvant faire de double décomposition, mais la diminution n'est pas égale à la somme des δ.

Table donnant les tensions de la vapeur du chlorure de bore à différentes températures

(Regnault)

Températures	Pressions en millimètres de mercure	Températures	Pressions en millimètres de mercure
— 30°	98,25	30	1127,50
— 20	159,46	40	1535,25
— 10	250,54	50	2042,52
0	381,32	60	2526,58
+ 10	562,94	70	3392,12
20	807,50	80	4238,28

Table des tensions des mélanges de vapeur d'eau et d'acide cyanhydrique

(Bussy et Buignet)

Température = 13°,5

	Tension de vapeur du mélange exprimée en millimètres de mercure
Acide cyanhydrique anhydre.	472,0
Eau distillée.	11,4
2 molécules d'acide (CyH) et 1 mol. d'eau (H^2O)	386,8
— — 1 1/2 —	367,2
— — 2 —	363,1
— — 2 1/2 —	358,2
— — 3 —	354,3
— — 3 1/2 —	349,2
— — 4 —	347,2

On voit que ces nombres sont voisins de 350, tandis que la somme des tensions de l'eau et de l'acide est 472 + 11,4 = 483,4 mm.

Table des tensions de l'acide cyanhydrique aqueux en présence de diverses substances

(Bussy et Buignet)

Mélanges		Tension de vapeur du mélange exprimée en millimètres de mercure
Acide cyanhydrique anhydre		369,82
Acide cyanhydrique aqueux au 1/5		198,12
Acide au 1/5 et	chlorure de calcium anhydre.	344,3
—	chlorure magnésium anhydre.	338,5
—	chlorure de strontium cristal.	327,7
—	chlorure de calcium cristallisé.	305,2
—	sulfate de manganèse cristal.	287,4
—	sulfate de cadmium	286,3
—	chlorure de magnésium crist.	285,3
—	chlorure de sodium	272,1
—	sulfate de magnésium cristal.	250,0
—	sulfate de zinc cristallisé	238,8
—	chlorure de baryum cristal.	237,6
—	sucre cristallisé	222,6
—	acétate de plomb cristallisé	216,5
—	sel de seignette cristallisé	215,4
—	azotate de sodium	215,3
—	chlorure de potassium	211,5
—	chlorure d'ammonium	206,2
—	sulfate de fer cristallisé	202,9
—	acide tartrique cristallisé	187,5
—	azotate de potassium	184,1
—	azotate de magnésium	182,6
—	iodure de potassium	181,7
—	acide citrique	164,2
—	azotate d'ammonium	134,9
—	chlorure mercurique	53,9

CHAPITRE II

SOLUBILITÉ DES GAZ, DES ACIDES ET DES SELS

SOLUBILITÉ DES GAZ

Lois de Dalton et Henry :

1° L'unité de volume d'un liquide dissout à une température donnée une quantité p d'un gaz déterminé, proportionnelle à la pression H que ce gaz exerce au-dessus du liquide, une fois l'absorption effectuée.

2° Lorsqu'un mélange gazeux se trouve en présence d'un liquide, chaque gaz se dissout comme s'il était seul, et comme s'il possédait une pression égale à celle qu'il présente dans le mélange, après l'absorption.

Soit d le poids d'un litre de gaz considéré à zéro sous la pression 760 : le poids p sous la pression H occupera un volume

$$V = \frac{p . 760}{Hd}$$

et comme la première loi donne $p = kH$, on en tire

$$V = k \frac{760}{d}.$$

Le volume du gaz absorbé par l'unité de volume du liquide est donc constant quand on le mesure sous la pression finale H.

Si donc v est le volume du gaz dissous par un volume V de liquide, on a $\frac{v}{V}$ = constante c.

Cette constante porte le nom de *coefficient de solubilité du gaz* ou de *coefficient d'absorption* du liquide pour le gaz.

Le coefficient de solubilité d'un gaz à une température donnée c'est le rapport qui existe entre le volume du gaz absorbé, mesuré sous la pression finale, et le volume du liquide absorbant.

Suivant Gérardin (1862) la solubilité d'un corps dans un mélange de ses dissolvants est toujours plus petite que la somme de ses solubilités dans chacun de ces dissolvants isolés.

Action des solutions salines sur les gaz

Il résulte des recherches de E. Fernet :

1° Que pour les gaz *qui ne peuvent pas se combiner chimiquement* avec le sel dissous, l'absorption totale est toujours moindre que dans l'eau, et suit d'ailleurs la loi de la dissolution (1re loi de Dalton et Henry). Tel est le cas des solutions de chlorure de sodium, mises en contact avec l'oxygène ou l'air : la présence du sel peut donc être considérée comme diminuant toujours l'absorption de ces gaz par l'eau, et d'autant plus qu'il est en quantité plus considérable.

2° Qu'au contraire, si le gaz *peut se combiner* avec le sel, en proportion un peu considérable, l'influence

de la pression sur la quantité de gaz dissous devient relativement presque insensible, et ne peut être observée que par des méthodes assez délicates. Tel est le cas des solutions de phosphate ou de carbonate de soude, mises en contact avec l'acide carbonique ; bien que ces sels diminuent la solubilité propre du gaz, leur présence doit être considérée comme augmentant très notablement le pouvoir absorbant total du liquide, et comme rendant l'absorption presque indépendante de la pression.

Enfin, dans d'autres cas, les deux actions sont du même ordre de grandeur, et alors la présence du sel, tout en modifiant la loi n'en change pas beaucoup la valeur.

Sur l'absorption des gaz

(S. Wroblewski, 1879)

1° La loi d'Henry et de Dalton sur l'absorption des gaz par les liquides s'applique aussi à l'absorption des gaz par le caoutchouc.

2° Les coefficients d'absorption pour le caoutchouc vulcanisé sont des fonctions linéaires de la température : pour l'acide carbonique et le protoxyde d'azote, ils diminuent quand la température augmente ; pour l'hydrogène, au contraire, ce coefficient croit avec la température.

3° L'absorption de l'acide carbonique, du protoxyde d'azote et de l'hydrogène par le caoutchouc n'est pas une action chimique, mais un simple phénomène physique.

4° Les gaz se diffusent dans le caoutchouc, comme

dans les autres substances absorbantes, suivant une loi analogue à celle de la conductibilité calorifique dans les corps solides.

5° La constante de diffusion d'un gaz est indépendante de la nature chimique du gaz, ainsi que des coefficients d'absorption et de saturation.

6° Elle ne dépend que des propriétés physiques du gaz ; elle est approximativement en raison inverse de la racine carrée de la densité.

7° La constante de diffusion, pour l'acide carbonique et le protoxyde d'azote, augmente avec la température.

8° Elle est, pour ces mêmes gaz, vers 10° environ 50 fois plus petite que la constante de diffusion de l'acide carbonique dans l'eau.

Table donnant aux diverses températures, le nombre de volumes des différents gaz que dissout 1 litre d'eau.

(Bunsen)

	0°	5°	10°	15°	20°
Azote	0,02035	0,01794	0,01607	0,01478	0,01403
Hydrogène	0,01930	0,01930	0,01930	0,01930	0,01930
Oxygène	0,04114	0,03628	0,03250	0,02989	0,02838
Acide carbonique. .	1,7967	1,4497	1,1847	1,0020	0,9014
Oxyde de carbone. .	0,03287	0,02920	0,02635	0,02432	0,02312
Protoxyde d'azote. .	1,3052	1,0954	0,9196	0,7778	0,6700
Gaz des marais. . .	0,05449	0,04885	0,04372	0,03900	0,03499
Ethylène	0,2563	0,2153	0,1837	0,1615	0,1488
Acide sulfhydrique .	4,3706	3,9652	3,5858	3,3012	2,9053
Acide sulfureux . .	79,784	67,485	56.647	49,033	39,374
Gaz ammoniac . . .	1049,6	917,9	812,8	743,1	654,0
Air	0,02475	0,02179	0,01953	0,01822	0,01704

Table donnant aux diverses températures le nombre de volumes des différents gaz que dissout 1 litre d'alcool absolu.

(CARIUS)

	0°	5°	10°	15°	20°
Acide carbonique. .	4.3295	3,8908	3,5140	3,1993	2,9465
Protoxyde d'azote. .	4,1780	3,8442	3,5408	3,2678	3,0253
Gaz des marais. . .	0,5225	0,50864	0,49535	0,48280	0,47096
Ethylène	3,5950	3,3234	3.0859	2,8825	2,7131
Acide sulfhydrique .	17,801	14,776	11,992	9,539	7,415
Acide sulfureux . .	328,62	251,67	190,31	144,55	114,48

Solubilité des gaz dans les matières en fusion.

Les corps suivants absorbent l'oxygène à l'état de fusion et le mettent en liberté au moment de leur solidification :

Bivanadate de potassium
— de sodium
— de lithium.

Le bivanadate de lithium au rouge sombre absorbe en quelques minutes, près de 8 fois son volume d'oxygène (P. Hautefeuille). L'argent fondu à l'air dissout jusqu'à 22 fois son volume d'oxygène, qu'il abandonne en reprenant l'état solide. Ce phénomène porte le nom de *rochage*.

Certains verres absorbent l'hydrogène qu'ils empruntent à l'atmosphère du foyer où s'opère leur fusion.

Solubilité des gaz dans le caoutchouc vulcanisé.

W. Hempel (1882) a constaté qu'un tube de caoutchouc de 4 à 5 millimètres de diamètre et de 3 centimètres de long absorbe 0,2$^{cm^3}$ d'acide carbonique et 0,9$^{cm^3}$ d'oxyde azoteux Az^2O.

Dans les analyses des gaz qui exigent de la précision, il faut donc éviter l'emploi du caoutchouc.

SOLUBILITÉ DES CORPS SIMPLES

Coefficients de solubilité de l'hydrogène dans l'eau et dans l'alcool.

Températures	Eau	Alcool
0	0,01930	0,06925
5	0,01930	0,06853
10	0,01930	0,06786
15	0,01930	0,06725
20	0,01930	0,06668

Volume de chlore absorbé pour 1 volume d'eau.

Températures	Gay-Lussac	Pelouze	Schönfeld
0°	1,44	1,80	»
3°	1,53	»	»
6°	2,10	»	»

Volume de chlore absorbé par 1 volume d'eau.

(Suite)

Températures	Gay-Lussac	Pelouze	Schönfeld
7°	2,19	»	»
8°	3,07	»	»
10°	3,04	2,75	2,58
12°	»	2,60	»
15°	»	»	2,36
17°	2,42	»	»
20°	»	»	2,15
23°	»	2,10	1,95
30°	»	2,10	1,75
35°	1,61	»	»
50°	1,34	1,15	»
70°	1,02	0,65	»
100°	»	»	»

Solubilité du chlore dans les dissolutions de quelques chlorures.

Température = 12°.

Solutions	Poids de chlorure dissous dans 1 000 cm^3
$Cl^2Ca + 15H^2O$ (chlorure de calcium = 111gr. Eau = 270gr)	2,45gr
$Cl^2Mg + 15H^2O$ (chlorure de magnésium = 95gr — —)	2,83
$Cl^2Mn + 15H^2O$ (chlorure de manganèse = 126gr — —)	2,00

Une solution saturée à la température de 15° de chlorure de potassium dissout moins de $\frac{1}{3}$ de chlore.

Solubilité du brome dans l'eau

(DANCER)

100 parties d'eau dissolvent les quantités de brome suivantes.

Températures		
5°	3,600	parties de brome
10°	3,327	—
15°	3,226	—
20°	3,208	—
25°	3,167	—
30°	3,126	—

Coefficients de solubilité de l'oxygène dans l'eau et dans l'alcool.

Tempétatures	Eau	Alcool
0°	0,04114	0,28397
5°	0,03628	0,28397
10°	0,03250	0,28397
15°	0,02989	0,28397
20°	0,02838	0.28397

Coefficients de solubilité de l'azote.

(BUNSEN)

Températures	Eau	Alcool
0°	0,02033	0,12634
2°	0,01932	0,12553
4°	0,01838	0,12476

Coefficients de solubilité de l'azote
(*Suite*)

Températures	Eau	Alcool
6°	0,01752	0,12405
8°	0,01675	0,12338
10°	0,01607	0,12276
12°	0,01549	0,12219
14°	0,01500	0,12166
16°	0,01458	0,12119
18°	0,01426	0,12076
20°	0,01403	0,12038

Solubilité du soufre dans le sulfure de carbone

(A. Cossa, 1868)

100 *parties de sulfure de carbone dissolvent les quantités suivantes de soufre.*

Températures		
— 11°	16,54	parties de soufre
— 6°	18,75	—
0°	23,77	—
+ 15°	37,15	—
18°,5	41,65	—
22°	46,05	—
33°	94,57	—
48°,5	146,21	—
55°	181,34	—

A. Cossa a donné la formule suivante pour calculer la solubilité du soufre dans le sulfure de carbone.

$$s = 22{,}13 + 0{,}5887449\,t + 0{,}01733661\,t^2 + 0{,}00045638\,t^3.$$

Une solution saturée de soufre dans le sulfure de carbone bout à 55°, tandis que le sulfure de carbone, lui-même bout à 46°,8 (0m,755). 20 parties de soufre, en se dissolvant dans 50 parties de sulfure de carbone à 22° produisent un abaissement de température de 5° (A. Cossa).

Solubilité du soufre dans divers dissolvants pour 100 parties

Benzine (*)	0,965	à la température de	26°
— (*)	4,377	—	71
Toluène (*)	1,479	—	23
Ether (*)	0,972	—	23,5
Chloroforme (*) . . .	1,205	—	22
Phénol (*)	16,35	—	174
Aniline (*)	85,27	—	130
Benzines bouillants de 85 à 120°	2,5	—	15
— . .	4,0	—	30
— . .	18,3	—	100
Benzines bouillants de 150 à 200	2,6	—	15
— . .	5,8	—	30
— . .	26,4	—	100
Huiles lourdes de goudron	7,0	—	15
— . .	8,5	—	30
— . .	54,0	—	100

(*) A. Cossa, 1868.

SOLUBILITÉ DES COMPOSÉS DU CHLORE

Poids d'acide chlorhydrique dissous par 1 gramme d'eau à 0°, la pression du gaz variant de 0,06m à 1,30m.

(Roscoë et Dittmar, 1859)

Pressions	Gaz dissous	Pressions	Gaz dissous
0,06m	0,613gr	0,35m	0,751gr
0,07	0,628	0,40	0,763
0,08	0,640	0,45	0,772
0,09	0,649	0,50	0,782
0,10	0,657	0,55	0,791
0,11	0,664	0,60	0,800
0,12	0,670	0,65	0,808
0,13	0,676	0,70	0,817
0,14	0,681	0,75	0,824
0,15	0,686	0,80	0,831
0,175	0,697	0,90	0,844
0,20	0,707	1,00	0,856
0,225	0,716	1,10	0,869
0,25	0,724	1,20	0,882
0,275	0,732	1,30	0,895
0,30	0,738		

Il résulte de ce tableau que la pression n'influe que très légèrement sur la solubilité du gaz acide chlorhydrique dans l'eau.

Solubilité de l'acide bromhydrique

1 volume d'eau dissout à 10°, 600 volumes environ de BrH, sous la pression de 0,76.

Solubilité de l'acide iodhydrique

1 volume d'eau dissout à 10°, 425 volumes environ, sous la pression de 0,76.

Poids d'acide chlorhydrique dissous par 1 gramme d'eau, sous la pression de 0m,760, la température variant de 0° à 60°.

(Roscoë et Dittmar, 1859)

Températures	Gaz dissous	Températures	Gaz dissous
0°	0gr,825	32°	0gr,665
2	0 ,814	34	0 ,657
4	0 ,804	36	0 ,649
6	0 ,793	38	0 ,641
8	0 ,783	40	0 ,633
10	0 ,772	42	0 ,626
12	0 ,762	44	0 ,618
14	0 ,752	46	0 ,611
16	0 ,742	48	0 ,603
18	0 ,731	50	0 ,596
20	0 ,721	52	0 ,589
22	0 ,710	54	0 ,582
24	0 ,700	56	0 ,575
26	0 ,691	58	0 ,568
28	0 ,682	60	0 ,561
30	0 ,673		

Table de solubilité de l'acide chlorhydrique dans l'eau

(Kolb)

Degré aréométrique	Densité	Acide chlorhydrique pour 100 (ClH). à 0°	à 15°
1.	1,007	1,4.	1,5
2.	1,014	2,7.	2,9
3.	1,022	4,2.	4,5
4.	1,029	5,5.	5,8
5.	1,036	6,9.	7,3
6.	1,044	8,4.	8,9
7.	1,052	9,9	10,4
8.	1,060	11,4.	12,0
9.	1,067	12,7.	13,4
10.	1,076	14,2.	15,0
11.	1,083	15,7.	16,5
12.	1,091	17,2.	18,1
13.	1,100	18,9.	19,9
14.	1,108	20,4.	21,5
15.	1,116	21,9.	23,1
16.	1,125	23,6.	24,8
17.	1,134	25,2.	26,6
18.	1,143	27,0.	28,4
19.	1,152	28,7.	30,2
19,5	1,157	29,7.	31,2
20.	1,161	30,4.	32,2
20,5	1,166	31,4.	33,0
21.	1,171	32,3.	33,7
21,5	1,175	33,0.	34,7
22.	1,180	34,1.	35,7
22,5	1,185	35,1.	36,8
23.	1,190	36,1.	37,9

Table de solubilité de l'acide chlorhydrique dans l'eau

(Suite)

23,5	1,195	37,1.	39,0
24.	1,199	38,0.	39,8
24,5	1,205	39,1.	41,2
25.	1,210	40,2.	42,4
25,2	1,212	41,7.	42,7

Solubilité de l'anhydride chloreux à diverses températures

Températures	Pressions	Anhydride chloreux dissous dans un litre d'eau
8°,5	752,9	4,765gr, de Cl^2O^3
14.	756,3	5,112 »
21.	754,0	5,445 »
23.	760,0	5,651 »

SOLUBILITÉ DES COMPOSÉS DU SOUFRE

Solubilité de l'hydrogène sulfuré à diverses températures

1 vol. d'eau	absorbe à	0°	4,37 vol.	d'hydrogène	sulfuré
—	—	5°	3,96	—	—
—	—	10°	3,58	—	—
—	—	15°	3,23	—	—
—	—	20°	2,90	—	—

Table donnant les volumes et les poids d'anhydride sulfureux dissous par 1 centimètre cube d'eau à diverses températures.

Températures	SO^2 en grammes	SO^2 en volumes
0°	»	68,8
8	0,168	58,7
12	0,142	49,6
16	0,121	42,2
20	0,104	36,4
24	0,092	32,3
28	0,083	28,9
32	0,073	25,7
36	0,065	22,8
40	0,058	20,4
44	0,053	18,4
48	0,048	16,4

SOLUBILITE DES COMPOSES DE L'AZOTE

Coefficients de solubilité du gaz ammoniac dans l'eau à différentes températures

(Bunsen)

Températures	Coefficients	Températures	Coefficients
0°	1049,6	6°	895,0
1	1020.8	7	873,1
2	993,4	8	852,1
3	967,0	9	832,0
4	941,9	10	812,8
5	917,3	11	794,3

Coefficients de solubilité du gaz ammoniac dans l'eau à différentes températures

(*Suite*)

Températures	Coefficients	Températures	Coefficients
12°	776,6	19°	668,0
13	759,6	20	654,0
14	743,1	21	640.2
15	727,2	22	626,5
16	711,8	23	613,0
17	696.9	24	599,5
18	682,3		

Poids d'ammoniaque dissous par 1 gramme d'eau sons la pression atmosphérique 0, 760m, la température variant de 0° à 56°.

(Roscoë et Dittmar, 1857)

Températures	Gaz dissous	Températures	Gaz dissous
0°	0,875	30	0,403
2	0,833	32	0,382
4	0,792	34	0,362
6	0,751	36	0,343
8	0,713	38	0,324
10	0,679	40	0,307
12	0,645	42	0,290
14	0,612	44	0,275
16	0,582	46	0,259
18	0,554	48	0,244
20	0,526	50	0,229
22	0,499	52	0,214
24	0,474	54	0,200
26	0,449	56	0.186
28	0,426		

Poids d'ammoniaque dissous par 1 gramme d'eau à 0°, la pression du gaz variant de 0 à 2 mètres.

(ROSCOË et DITTMAR)

Pressions	Gaz dissous	Pressions	Gaz dissous
0,00m	0,000gr	0,950	1,001
0,02	0,084	1,000	1,037
0,04	0,149	1,100	1,117
0,75	0,228	1,200	1,208
0,125	0,315	1,300	1,310
0,175	0,382	1,400	1,415
0,250	0,465	1,500	1,526
0,350	0,561	1,600	1,645
0,450	0,646	1,700	1,770
0,550	0,731	1,800	1,906
0,650	0,804	1,900	2,046
0,750	0,872	2,000	2,195
0,850	0,937		

Coefficients de solubilité du protoxyde d'azote dans l'eau et dans l'alcool à diverses températures.

(BUNSEN)

Températures	Eau	Alcool
0°	1,3052	4,1780
1.	1,2065	4,1088
2.	1,2712	4,0409
3.	1,1752	3,9741
4.	1,1346	3,9085
5.	1,0954	3,8442
6.	1,0575	3,7811

Coefficients de solubilité du protoxyde d'azote dans l'eau et dans l'alcool à diverses températures.

(Suite)

7.	1,0210	3,7192
8.	0,9858	3,6585
9.	0,9520	3,5990
10.	0,9196	3,5408
11.	0,8885	3,4838
12.	0,8588	3,4279
13.	0,8304	3,3734
14.	0,8034	3,3200
15.	0,7778	3,2678
16.	0,7535	3,2169
17.	0,7306	3,1672
18.	0,7090	3,1187
19.	0,6388	3,0714
20.	0,6700	3,0253
21.	0,6525	2,9805
22.	0,6364	2,9368
23.	0,6216	2,8944
24.	0,6082	2,8532

Coefficients de solubilité du bioxyde d'azote dans l'alcool.

(Bunsen)

Températures	Coefficients de solubilité	Températures	Coefficients de solubilité
0°	0,31606	4	0,30290
1	0,31262	5	0,29985
2	0,30928	6	0,29690
3	0,30604	7	0,29405

Coefficients de solubilité du bioxyde d'azote dans l'alcool

(*Suite*)

Températures	Coefficients de solubilité	Températures	Coefficients de solubilité
8	0,29130	17	0,27094
9	0,28865	18	0,26917
10	0,28609	19	0,26750
11	0,28363	20	0,26592
12	0,28127	21	0,26444
13	0,27901	22	0,26306
14	0.27685	23	0,26178
15	0,27478	24	0,26060
16	0,27281		

Le bioxyde d'azote est très peu soluble dans l'eau, qui n'en dissout guère que $\frac{1}{100}$ de son volume.

SOLUBILITÉ DES COMPOSÉS DU CARBONE

Coefficients de solubilité de l'oxyde de carbone.

(Bunsen)

Températures	Eau	Alcool
0°	0,03287	0,20443
5°	0,02920	0,20443
10°	0,02655	0,20443
15°	0,02432	0,20443
20°	0,02312	0,20443

Solubilité de l'acide carbonique dans l'eau sous de hautes pressions.

(S. Wróblewski)

P pression en atmosphères	S Coefficient de saturation à 0°	S Coefficient de saturation à 12°,43	$\frac{S}{P}$ à 0°	$\frac{S}{P}$ à 12°,43
1	1,797	1,086	1,797	1,086
5	8,65	5,15	1.730	1,030
10	16,03	9,65	1,603	0,965
15	21,95	13,63	1,463	0,909
20	26,65	17,11	1,332	0,855
25	30,55	20,31	1,222	0,812
30	33,74	23,25	1,124	0,775

Des résultats consignés dans ce tableau l'on déduit les lois suivantes :

1° La température restant constante, le coefficient de saturation croît beaucoup moins vite que la pression, tout en tendant vers une certaine limite.

2° La pression restant constante, ce coefficient augmente lorsque la température diminue.

Tableau donnant la quantité de sulfure de carbone susceptible de se dissoudre dans 10cm³ d'alcool de diverses richesses.

(TUCHSCHMIDT ET FOLLENIUS)

Température = 17°.

Richesse alcoolique du dissolvant	Volume du sulfure de carbone dissous
98,5	18,20
98,15	13,20
94,95	10,00
93,54	7,00
91,37	5,00
84,12	3,00
76,02	2,00
48,40	0.20
47,90	0,00

Tensions de vapeur du cyanogène liquide exprimées en colonnes mercurielles.

(BUNSEN)

Températures	Pressions en mètres
— 20°	0,80m
— 15°	1,10
— 10°	1,41
— 5°	1,75
0°	2,07
+ 5°	2,44
10°	2,88
15°	3.33
20°	3,80

Solubilité de l'acide carbonique dans l'eau et dans l'alcool.

(Bunsen, 1858)

Les coefficients d'absorption de l'acide carbonique, c'est-à-dire, les volumes réduits à 0° et à la pression de 0,760 m. que 1 volume dissout sous la pression normale aux différentes températures, sont :

Températures	Eau	Alcool
0°	1,7967	4,3295
2.	1,6481	4,1466
3.	1,5687	4,0589
4.	1,5126	3,9736
5.	1,4497	3,8907
6.	1,3901	3,8105
8.	1,2809	3,6573
10.	1,1847	3,5140
12.	1,1048 (1)	3,2807 (2)
14.	1,0321	3,2573
15.	1,0020	3,1993
16.	0,9753	3,1438
18.	0,9318	3,0402
20.	0,9014	2,9465

(1) 1,1018 ?
(2) 3,3807 ?

SOLUBILITÉ DES COMPOSÉS DU BORE

Solubilité de l'acide borique

(DITTE)

Températures	100 parties d'eau dissolvent : $Bo^2O^3,3H^2O$	Bo^2O^3
0°	1.947p.	1.100
12	2.920	1.650
20	3.992	2.249
40	6.991	3.950
62	11.416	6.450
80	16.815	9.500
102	29.116	16.450

SOLUBILITÉ DES ACIDES ORGANIQUES

Solubilité de l'acide oxalique cristallisé et de l'acide anhydre, à diverses températures

(ALLUARD)

	Quantité d'acide dissoute dans 100 parties d'eau. Acide cristallisé $C^2H^2O^4,2H^2O$	Acide anhydre $C^2H^2O^4$
0°	5,2	3,6
10	8,0	5,3
20	13,9	10,2
30	23,0	15,9
40	35,0	22,8
50	51,2	32,1
60	75,0	44,5
70	117,7	63,5
80	204,7	97,8
90	345,0	120,0
100	L'acide fond dans l'eau de cristallisation.	

Solubilité de l'acide benzoïque

(BOURGOIN, 1880)

Températures	Solubilité dans 1 litre d'eau.	Températures	Solubilité dans 1 litre d'eau.
0°	1.70	55	9.40
5	1.85	60	11.55
10	2.10	65	14.30
15	2.45	70	17.75
20	2.90	75	22.00
25	3,45	80	27.15
30	4.10	85	33.30
35	4.80	90	40.75
40	5.55	95	49.00
45	6.50	100	58 75
50	7.75		

Solubilité de l'acide salicylique

(BOURGOIN, 1880)

Températures	Solubilité dans 1 litre d'eau.	Températures	Solubilité dans 1 litre d'eau
0°	1.50gr.	55°	9.80
5	1.65	60	12.25
10	1.90	65	15.55
15	2.25	70	19.90
20	2.70	75	25.50
25	3.25	80	32.55
30	3.90	85	41.25
35	4.65	90	51.80
40	5.55	95	64.40
45	6.65	100	79.25
50	8.00		

Ainsi, à la température de 100°, une partie d'acide salicylique n'exige pour se dissoudre, que 12,618 p. d'eau, et non pas 130 p. comme on l'admet généralement.

Solubilité de l'acide succinique

(Bourgoin)

100 parties d'eau dissolvent :

Températures	Quantité d'acide succinique
0°	2.88 parties du $C^4H^6O^4$
8,5	4.22 — —
14,5	5,14 — —
27,5	8,44 — —
35,5	12,29 — —
40,5	15,37 — —
48	20,28 — —
78	60,78 — —
100	120,86 — —

L'acide succinique se dissout dans 1,4 p. d'alcool bouillant. Le cofficient de partage pour l'acide succinique en présence de l'eau et de l'éther est exprimé par la relation :

$$c = 5,1 + 3\,p.$$

c = coefficient de partage ;

p = quantité d'acide succinique contenue dans 10^{cm^3} de solution aqueuse. (Berthelot et Jungfleisch).

Solubilité de l'acide picrique

(MARCHAND)

Températures					
+ 5°	166	p. d'eau dissolvent	1 p. de	C^6H^3	$(AzO^4)^3$, OH
15	86	—	—		—
20	81	—	—		—
22,5	77	—	—		—
26	73	—	—		—
77	26	—	—		—

Solubilité de quelques acides organiques dans l'éther et l'alcool.

(BOURGOIN, 1878)

Le tableau suivant donne les quantités d'acide dissoutes par 100 parties en poids d'éther, d'alcool à 90° et d'alcool absolu à la température de 15°.

	Ether	Alcool absolu	Alcool à 90°
Acide oxalique. . .	1,266	23,73	14,70
— succinique . .	1,265	7,51	12,59
— tartrique . .	0,40	25,604	41,13
— citrique . . .	2 26	75,90	52,85
— gallique . . .	2,560	38,79	23,31
— benzoïque . .	31,35	46,68	41,62
— salicylique . .	50,57	49,63	42,09
— phtalique . .	0,684	10,08	11,70

SOLUBILITÉ DES SELS

Formule de Nordenskjold pour la solubilité des sels:

$$\frac{ds}{3} = f(t)\, dt$$

$s =$ solubilité du sel à la température t.

Si $f(t)$ est une constante, on a :

$$\log. s = a + bt$$

formule qui exprime d'une façon assez approchée les résultats de l'expérience.

Elle devient d'une exactitude parfaite quand on y introduit trois indéterminées sous la forme :

$$\log. s = a + bt + ct^2$$

Contraction dans les phénomènes de dissolution

	Densité		
	Observée	Calculée	Différence
Azotate de potassium. .	1,0800	1,0615	0,0185
Chlorure de sodium . .	1,1014	1,0776	0,0238
Sulfate de magnésium .	1,1218	1,0936	0,0282
Sulfate de fer	1,0845	1,0643	0,0202
Chlorure de baryum . .	1,1392	1,1099	0,0293
Phosphate de sodium. .	1,0500	1,0380	0,0120
Sucre de canne. . . .	1,1026	1,0975	0,0051

SOLUBILITE DES COMPOSES DE POTASSIUM

Solubilité du chlorure de potassium.

(De Coppet, Gay-Lussac, Mulder, Karsten et Legrand)

Températures	100 p. d'eau dissolvent	Températures	100 p. d'eau dissolvent
— 11°,0 [1]	24,44 p. de ClK	29 ,75	37,5 p. de ClK
— 6 ,4	25,78 —	38 ,0	39,71 —
0 ,0	27,94 —	41 ,45	40,67 —
0 ,0	27,85 —	45 ,0	41,8 —
0 ,0	29,21 —	46 ,15	42,34 —
0 ,0	28,5 —	48 ,8	42,36 —
0 ,0	28,5 —	52 ,39	43,59 —
+ 3 ,9	29,37 —	55 ,1	44,51 —
4 ,25	29,5 —	60 ,55	45,90 —
9 ,4	30,84 —	64 ,95	47,17 —
11 ,4	32,19 —	71 ,65	48,76 —
14 ,95	32,66 —	74 ,25	49.27 —
15 ,0	33,16 —	79 ,58	50,93 —
16 ,5	33,7 —	80 ,75	51.24 —
17 ,5	33,24 —	86 ,6	52,53 —
19 ,0	34,32 —	91 ,4	53,49 —
19 ,35	34,53 —	107 ,65	58,5 —
25 ,0	35,9 —	108 ,3	59,4 —
25 ,7	36,10 —	109 ,6	59,60 —

Nota. — Pour la solubilité du chlorure de potassium dans l'alcool, voir la page 112.

(1) Température de congélation de la solution saturée.

Table de solubilité des composés du potassium

Composés	Formules	Solubilité dans 100 parties — Eau froide Température = 15°	Eau bouillante Température = 100°	Alcool concentré Température = 15°
Arséniate	AsO^4K^3	très soluble	très soluble	4 parties
Azotate	AzO^3K	30 parties	335 parties	2 p. (alcool bouillant)
Bromure	BrK	25 »	100 »	0,5; bouillant 0,7
Carbonate	$CO^3K^2 + 2\ H^2O$	149 »	305 »	insoluble
Chlorate	ClO^3K	5,6 »	60 »	0,8 p.
Perchlorate	ClO^4K	1,5 »	22 »	insoluble
Chlorure	ClK	32 »	58 »	0,5; B. 2
Chloroplatinate	Cl^6K^2Pt	0,905 »	5,18 »	0,01
Chromate	CrO^4K^2	50 »	60 »	insoluble
Bichromate	$Cr^2O^7K^2$	10 »	100 »	»
Cyanure	CyK	soluble	122 »	1.2
Ferrocyanure	$Cy^6K^4Fe,\ 3H^2O$	23 »	100 »	insoluble
Ferricyanure	$Cy^{12}K^6Fe^2$	36 »	82 »	»
Fluoborate	$FlK,\ Fl^3Bo$	1,4 »	soluble	»
Fluorure	$FlK^2,\ 2H^2O$	soluble	très soluble	»
Fluosilicate	$SiFl^4,\ 2FlK$	0,13 »	0,66 »	»
Iodate	IO^3K	5 »	32 »	»
Iodure	IK	140 »	220 »	2,5
Permanganate	$Mn^2O^8K^2$	6,3 »	très soluble	décomposable
Hydrate	KHO	200 »	»	très soluble

Pyrophosphate. . .	$Ph^2O^7K^4, 3H^2O$	très soluble	très soluble	insoluble
Sulfate	SO^4K^2	10 »	26 »	»
Bisulfate	SO^4KH	soluble	soluble	décomposable
Sulfite	SO^3K^2	très soluble	très soluble	insoluble
Monosulfure. . . .	SK^2	soluble	soluble	soluble
Pentasulfure . . .	S^5K^2	»	»	»
Tungstate	TuO^4K^2, aq	»	»	insoluble
Vanadate.	VO^3K	peu soluble	très soluble	»
Acétate	$C^2H^3O^2K$	190 »	800 »	30 ; B. 50
Benzoate	$C^7H^5O^2K, H^2O$	soluble	soluble	soluble
Citrate.	$C^6H^5O^7K^3, H^2O$	»	»	insoluble
Ethylsulfate. . . .	$C^2H^5SO^4K$	»	125 »	très peu soluble
Formiate	CHO^2K	très soluble	très soluble	peu soluble
Oléate	$C^{18}H^{33}O^2K$	25 »		2 ; B 1
Oxalate	$C^2O^4K^2, H^2O$	33 »		insoluble
Bioxalate.	C^2O^4KH, H^2O	2,5 »	17 »	»
Tetraoxalate. . . .	$C^2O^4KH, C^2O^4H^2, H^2O$	5 »		
Picrate	$C^6H^2(AzO^2)^3OK$	0,4 »	7 »	insoluble
Stéarate	$C^{18}H^{35}O^2K$		4 »	peu sol. ; B 15
Tartrate	$(C^4H^4O^6K^2)^2, H^2O$	150 »		B. 0,4
Bitartrate	$C^4H^5O^6KH$	0,48 »	7 »	insoluble
Paratartrate. . . .	$C^4H^4O^6K^2, 2H^2O$		100 »	»
Urate	$C^5H^2Az^4O^3K^2$	2,5 »	3 »	peu soluble
Valérate	$C^5H^9O^2K$	très soluble	très soluble	28

Solubilité du chlorure de potassium dans l'alcool.

(SCHIFF)

Alcool absolu en 100 p. de liq. alcoolique	ClK en 100 parties de solution
0	24,6
10	19,8
20	14,7
30	10,7
40	7,7
50	6 0
60	2,8
80	0,45

Solubilité du bromure de potassium.

(DE COPPET, KREMERS)

Températures	100 p. d'eau dissolvent	Températures	100 p. d'eau dissolvent
— 13°,4	46,17 p. de BrK	40°,0	74,63 de BrK
— 6 ,2	49,57 —	43 ,15	77,00 —
0 ,0	53,42 —	45 ,45	78,22 —
0 ,0	53,22 —	50 ,5	80,50 —
0 ,0	53,48 —	54 ,8	82,78 —
+ 3 ,4	55,60 —	60 ,0	84,75 —
5 ,2	56,63 —	60 ,15	85,35 —
12 ,65	61,03 —	66 ,75	88,22 —
13 ,0	61,17 —	71 ,45	90,69 —
13 ,3	61,47 —	74 ,85	92,25 —
18 ,3	64,11 —	80 ,0	93,46 —
20 ,0	64,52 —	86 ,5	97,28 —
26 ,05	68,31 —	97 ,9	102,9 —
30 ,0	70,35 —	100 ,0	102,0 —
37 ,9	74,46 —	110 ,0	110,3 —

La solution saturée bout à 112°. Le bromure de potassium est soluble dans 200 parties d'alcool froid, et dans 16 parties d'alcool bouillant.

Solubilité de l'iodure de potassium.

(DE COPPET, MULDER, KREMERS, BAUP, GAY-LUSSAC et LEGRAND)

Températures	100 p. d'eau dissolvent		Températures	100 p. d'eau dissolvent	
— 22°,65	107,2	p. de IK	40°,0	158,7	p. de IK
— 22 ,35	106,6	—	42 ,3	160,3	—
— 16 ,8	111,1	—	45 ,75	163,6	—
— 11 ,35	116,3	—	49 ,0	168,1	—
— 5 ,9	120,4	—	51 ,8	167,6	—
0 ,0	125,1	—	55 ,05	169,1	—
0 ,0	126,1	—	60 ,0	175,4	—
0 ,0	127,8	—	60 ,55	173,4	—
0 ,0	126,6	—	65 ,0	180,1	—
+ 3 ,25	130,1	—	65 ,0	178,3	—
5 ,0	131,5	—	71 ,1	183,5	—
9 ,55	133,7	—	74 ,75	185,6	—
12 ,5	136,1	—	78 ,5	190,7	—
12 ,75	137,1	—	80 ,0	188,7	—
12 ,9	137,9	—	81 ,6	192,0	—
16 ,0	141,0	—	86 ,35	194,6	—
18 ,0	142,9	—	93 ,5	200,3	—
20 ,0	142,9	—	100 ,7	205,6	—
21 ,05	143,3	—	110 ,2	216,1	—
25 ,6	146,6	—	113 ,7	218,8	—
29 ,1	149,66	—	117 ,0	223,6	—
31 ,0	153,2	—	118 ,4	222,6	—
35 ,0	156,4	—	120 ,0	222,2	—
37 ,3	156,7	—	120 ,0	221,0	—

Solubilité du chlorate de potassium à diverses températures.

(Muir, 1876)

Températures	Teneur pour 100 de la solution	Densité	Solubilité de 1 partie de ClO^3K dans
0°	0,705	1,0005	142,9
25°	1,92	1,0123	52,5
50°	5,07	1,0181	15,5
100°	15,75	1,066	5,04

Solubilité du chlorate de potassium à diverses températures.

(Gay-Lussac)

Températures	100 parties d'eau dissolvent
0°	3,3 p. de ClO^3K
15	6,0
24,4	8,44
35	12,0
50	19,0
104,70	60,0

Solubilité du chlorate de potassium dans quelques solutions salines.

(A. H. PEARSON, 1869)

	Quantité de centimètres cubes nécessaires pour dissoudre 1 gramme de sel à froid
Eau	29,50
Ammoniaque concentrée	35,50
Ammoniaque étendue de 3 vol. d'eau	39,00
Acide azotique étendu de 5 vol. d'eau	30,50
Acide chlorhydrique ord. étendu de 4 volumes d'eau	33,00
Acide acétique étendu de 1 vol. d'eau	48,00
Chlorure d'ammonium dissous dans 10 parties d'eau	31,50
Azotate d'ammonium dissous dans 10 p. d'eau	18,00
Acétate d'ammonium (1)	34,00
Acétate de sodium (2)	32,50
Acétate de cuivre	31,50
Sucre de canne, dans 10 p. d'eau	33,50
Glucose dans 10 parties d'eau	36,50

(1) Ammoniaque faible neutralisée par l'acide acétique employé plus haut.
(2) Acide acétique du commerce neutralisé par du carbonate de sodium et étendu de 4 parties d'eau.

Solubilité du perchlorate de potassium dans quelques solutions salines.

(A. H. Pearson, 1869)

	Quantité de centimètres cubes nécessaires pour dissoudre 1 gr. de sel	
	à froid	à 100°
Eau.	22,0	4,00
Ammoniaque concentrée . . .	29,6	»
Ammoniaque étendue de 3 vol. d'eau	30,4	»
Acide azotique étendu de 5 vol. d'eau	22,4	5,00
Acide chlorhydrique ordinaire étendu de 4 vol. d'eau. . .	30,4	»
Acide acétique étendu de 1 vol. d'eau	45,2	»
Chlorure d'ammonium dissous, dans 10 p. d'eau	25,6	6,00
Azotate d'ammonium diss. dans 10 parties d'eau	10,0	4,00
Acétate d'ammonium (1) . . .	24,4	6,00
— de sodium (2)	25,6	7,00
— de cuivre.	29,2	7,00
Sucre de canne dans 10 p. d'eau.	27,2	»
Glucose, dans 10 parties d'eau.	36,8	»

(1) Ammoniaque faible neutralisée par l'acide acétique employé plus haut.
(2) Acide acétique du commerce neutralisé par du carbonate de sodium et étendu de 4 p. d'eau.

Solubilité
de l'azotate de potassium à diverses températures.

(Gay-Lussac)

Températures	100 p. d'eau dissolvent		Températures	100 p. d'eau dissolvent	
0°	13,32	AzO^3K	50°	85,00	AzO^3K
5°	16,70	—	54°,7	97.00	—
11°,7	22,30	—	65°,5	126,00	—
18°	29,40	—	80°	80,00	—
25°	33,40	—	97°	97,00	—
35°,2	54,80	—	100°	100	—
45°	74,60	—	115°,9	115,9	—

Formule : $13,82 + 0,574\ T + 0,0172\ T^2 + 0,0000036\ T^3$;
100 parties d'acide azotique ($2AzO^3H, 3H^2O$) dissolvent à 20°,26 3 p. de AzO^3K et à 122°, 100 parties.

Solubilité
de l'azotate de potassium dans l'acide azotique

(C. Schultz)

Quantités d'acide nécessaires pour dissoudre 1 partie d'azotate de potassium.

Acide azotique conc. (AzO^3, H) à la tempér.	de	20°	1,4 p.
Acide azotique ord. ($2AzO^3H, 3H^2O$) —	de	20°	3,8
— — — —	de	123°	1

Solubilité
de l'alun de potassium à diverses températures

(POGGIALE)

Températures	100 parties d'eau dissolvent $(SO^4)^3 Al^2, SO^4K^2, 24H^2O$	— $(SO^4)^3 Al^2SO^4K^2$
0°	3,90	2,10
10°	9,52	4,99
20°	15,13	7,74
30°	22,01	10,94
40°	30,92	14,88
50°	44,11	20,09
60°	66,65	26,70
70°	90,67	35,11
80°	134,47	45,66
90°	209,31	58,68
100°	357,48	74,53

Solubilité
du bioxalate de potassium à diverses températures

(ALLUARD)

Températures	100 p. d'eau dissolvent
0°	2,2 de C^2O^4KH, aq
10°	3,1 —
20°	5,2 —
30°	7,5 —
40°	10,5 —
50°	14,8 —
60°	20,5 —
70°	27,1 —
80°	34,7 —
90°	42,9 —
100°	51,5 —

Solubilité du chromate et du bichromate de potassium à diverses températures

(ALLUARD)

Températures	100 parties d'eau dissolvent Chromate	Bichromate
0°	58,90	4,6
10°	60,92	7,4
20°	62,94	12,4
30°	64,96	18,4
40°	66,98	25,9
50°	69,00	35,0
60°	71,02	45,0
70°	73,04	56,7
80°	75,06	68,6
90°	77,09	81,1
100°	79,10	94,1

Solubilité du ferrocyanure de potassium à diverses températures

(WALLACE)

Températures	Densités	100 p. d'eau dissolvent
4°,4	1.151	33 de $Cy^6FeK^4, 3H^2O$
10°	1,164	36 —
15°,5	1,178	40,8 —
37°,8	1,225	58,8 —
100°	1,250	77,5 —
104°,4	1,265	82,6 —

Solubilité du sulfate de potassium à diverses températures

Températures	100 p. d'eau dissolvent	Températures	100 p. d'eau dissolvent
0°	8,3 de SO^4K^2	49°	16,9 de SO^4K^2
12°	10,5 —	101°,5	26,3 —

Formule : $8,36 + 0,1741\ T$. Exemple : solubilité de SO^4K^2 à $20° = 8,36 + 20 \times 0,1741$.

Une solution saturée de SO^4K^2 bout à 103°.

Solubilité du bitartrate de potassium à diverses températures

(ALLUARD)

Températures	100 p. d'eau dissolvent
0°	0,32 de $C^4H^4O^6KH$
10°	0,40 —
20°	0,57 —
30°	0,90 —
40°	1,31 —
50°	1,81 —
60°	2,40 —
70°	3,20 —
80°	4,50 —
90°	5,70 —
100°	6,78 —

Solubilité
du bitartrate de potassium dans l'alcool faible

(CHANCEL)

100 d'eau pure ou d'eau alcoolisée à 10,5 °/₀ dissolvent :

Températures	Eau pure	Eau alcoolisée
0°	0,244 gr.	0,141 gr.
5	0,300	0,175
10	0,370	0,212
15	0,453	0,253
20	0,553	0,305
25	0,670	0,372
30	0,805	0,46
35	0,960	0,57
40	1,130	0,70

Solubilité du bitartrate de potassium dans 100 p. d'alcool à la température de 12°

(E. KISSEL)

Alcool à 6 °/₀	0,3139 p.		Alcool à 10 °/₀	0,2487
— 8 »	0,2778		— 12 »	0,2267
— 9 »	0,2643			

La solution saturée de bitartrate de potassium bout à 99°,6 sous la pression de 718 mm. (l'eau sous la même pression bout à 98°,4).

Solubilité du bicarbonate de potassium

(DIBBITS, 1875)

Solubilité dans 100 parties d'eau

Températures	CO^3KH	Températures	CO^3KH
0°	22,45	25	36,1
1	22,95	30	39,0
2	22,45	35	42,05
3	24,0	40	45,25
4	24,5	45	48,60
5	25,0	50	52,15
10	27,7	55	55,90
15	30,4	60	60,0
20	33,2		

La tension de dissociation du bicarbonate de potassium en solution saturée est de 461 mm. à 15°.

Solubilité de l'acide oxalique et des oxalates alcalins

(W.-R. NICHOLS, 1871)

	Températures	100 parties de solution concentrée renferment	100 parties d'eau dissolvent	Quantité d'eau nécessaire pour dissoudre 1 partie de sel.
Acide oxalique $C^2H^2O^4, 2H^2O$.	14°,5	8,75	9,56	10,46
Oxalate de sodium $C^2O^4Na^2$.	13	3,06	3,16	31,60
Bioxalate de sodium C^2O^4HNa, H^2O	10	1,45	1,48	67,57

Solubilité de l'acide oxalique et des oxalates alcalins

(*Suite*)

	Températures	100 parties de solution concentrée renferment	100 parties d'eau dissolvent	Quantité d'eau nécessaire pour dissoudre 1 partie de sel.
Oxalate de potassium $C^2O^4K^2, H^2O$	16	24,81	32,99	3,03
Bioxalate de potassium $C^2O^4KH, \frac{1}{2}H^2O$	8	3,68	3,82	26,21
Bioxalate acide de potassium (sel d'oseille) $C^2O^4KH, C^2O^4H^2, 2H^2O$	13	1,78	1,81	55,22
Oxalate d'ammonium $C^2O^4 (AzH^4)^2, H^2O$	15	4,05	4,22	23,69
Bioxalate d'ammonium $C^2O^4 (AzH^4)H, \frac{1}{2} H^2O$.	11 ,5	5,80	6,26	15,97
Bioxalate acide d'ammonium $C^2O^4 (AzH^4) H, C^2O^4H^2, 2H^2O$	7 ,75	2,46	2,52	39,68

Solubilité du chloroplatinate de potassium à div. temp.

(BUNSEN)

Températures	100 parties d'eau dissolvent :	Températures	100 parties d'eau dissolvent ;
0°	0,74 de K^2PtCl^6	60°	2,64 de K^2PtCl^6
10	0,90 »	70	3,19 »
20	1,12 »	80	3,79 »
30	1,14 »	90	4,45 »
40	1,76 »	100	5,18 »
50	2,17 »		

Solubilité des sels de césium et de rubidium

(R. GODEFFROY, 1877)

100 parties d'eau dissolvent :		Températures
Chlorure de césium.	très soluble	
— de rubidium. . . .	82,89	7°
Bromure de rubidium. . . .	98,0	5
Iodure de rubidium	137,5	6 ,9
Azotate de césium	10,58	3 ,2
— de rubidium	20,1	0
Chlorate de rubidium. . . .	2,8	4,7
» » . . .	5,1	19
Sulfate de césium	158,7	— 2
— de rubidium	42,4	+ 10
Bitartrate de césium	9,71	25
» »	98,0	100
Bitartrate de rubidium . . .	1,19	25
» » . . .	11,9	100
Chloroplatinate de césium . .	0,024	25
» » . .	0,377	100
Chloroplatinate de rubidium .	0,184	25
» » .	0,634	100
Alun de césium	0,62	17
— de rubidium	2,27	17
Silicotungstate de césium . .	0,005	20
— » . .	0,52	100

Solubilité des sels de césium et de rubidium
(*Suite*)

Silicotungstate de rubidium .	0,69	20
» » . .	5,06	100
Fluoborate de césium. . . .	0,92	20
» »	0,04	100
Fluoborate de rubidium . . .	0,55	20
» » . . .	1,0	100

Solubilité des aluns de rubidium et de césium

Températures	100 parties d'eau dissolvent : Alun de rubidium	Alun de césium
0°	0,71 partie	0,19 partie
10	1,09 »	0,29 »
20	1,85 »	0,49 »
35	2,67 »	0,69 »
50	4,98 »	1,24 »
65	9,63 »	2,38 »
80	21,60 »	5.29 »

Solub. des chloroplatinates de rubidium et de césium
(BUNSEN)

Températures	100 parties d'eau dissolvent : Chloroplatinate de rubidium Rb^2PtCl^6	Chloroplatinate de césium Cs^2PtCl^6
0°	0,184 partie	0,024 partie
10	0,154 »	0,050 »
20	0,141 »	0,079 »
30	0,145 »	0,110 »
40	0,166 »	0,142 »
50	0,203 »	0,177 »
60	0,258 »	0,213 »
70	0,329 »	0,251 »
80	0,417 »	0,291 »
90	0,521 »	0,332 »
100	0,634 »	0,377 »

Table de solubilité des composés du sodium

Composés	Formules	Solubilité dans 100 parties — Eau froide, Température = 15°	Eau bouillante, Température = 100°	Alcool concentré, Température = 15°
Arséniate	$AsO^4Na^3 . 12H^2O$	28 parties	très soluble	1,8 partie
Azotate	AzO^3Na	85 »	225	insoluble
Azotite	AzO^2Na	très soluble	très soluble	—
Bromure	$BrNa, 4H^2O$	75 parties	112 parties	peu soluble
Carbonate anhydre	CO^3Na^2	15 »	48 »	insoluble
Carbonate cristallisé	$CO^3Na^2, 10H^2O$	60 »	420 »	—
Bicarbonate	CO^3NaH	10 »	décomposab. à 70°	—
Chlorate	ClO^3Na	100 »	200 parties	soluble
Perchlorate	ClO^4Na	très soluble	très soluble	—
Chlorure	$ClNa$	35,7 parties	39,6 parties	insoluble
Chloroplatinate	$2ClNa, Cl^4Pt$	très soluble	très soluble	soluble
Fluosilicate	$SiFl^4, 2NaFl$	peu soluble	peu soluble	insoluble
Hypophosphite	PhO^3NaH^2	très soluble	très soluble	soluble
Hyposulfite	$S^2O^3Na^2, 5H^2O$	171 parties	—	insoluble
Iodate	IO^3Na	7 »	35 parties	insoluble
Iodure	$INa, 4H^2O$	185 »	300 »	soluble
Nitroprussiate	$Cy^{10}(AzO^2)^2Na^4Fe^2 4H^2O$	40 »	très soluble	peu soluble
Phosphate	$PhO^4Na^2H, 12H^2O$	25 »	50 parties	insoluble
Pyrophosphate	$Ph^2O^7Na^4, 10H^2O$	soluble	soluble	—
Silicate	$nSiO^2Na^2O, 4H^2O$	—	—	—
Hydrate	$NaHO^2$	60 parties	127 parties	soluble
Sulfate anhydre	SO^4Na	10 »	26 »	insoluble

Sulfate cristallisé. .	$SO^4Na^2, 10H^2O$	36 parties	211 parties	—
Bisulfate	$SO^4NaH, 2H^2O$	50 »	100 »	—
Sulfite.	SO^3Na^2	25 »	100 »	insoluble
Bisulfite	SO^3NaH	très soluble	très soluble	insoluble
Sulfure	SNa^2	soluble	soluble	soluble
Tétrasulfure. . . .	S^4Na^2	—	—	—
Tungstate	$TuO^4Na^2, 2H^2O$	55 parties	130 parties	insoluble
Acétate	$C^2H^3O^2Na, 3H^2O$	28 parties	204 parties	45 parties
Benzoate	$C^7H^5O^2Na$	soluble	soluble	peu soluble
Citrate.	$(C^6H^5O^7Na^3)^2, 11H^2O$	40 parties	très soluble	—
Ethylsulfate. . . .	$C^2H^5SO^4Na, H^2O$	160 »	très soluble	peu soluble
Formiate	CHO^2Na	50 »	—	peu soluble
Lactate	$C^3H^5O^3Na$	très soluble	—	très soluble
Oxalate	$C^2O^4Na^2$	3,5 parties	7 parties	
Palmitate.	$C^{16}H^{31}O^2Na$	décomposable		soluble
Stéarate	$(C^{18}H^{35}O^2), Na$	très peu soluble	très peu soluble	0,2 ; B. 5 parties
Succinate.	$C^4H^4O^4Na^2, 6H^2O$	soluble	soluble	soluble
Tartrate	$C^4H^4O^6Na^2, 2H^2O$		30 parties	insoluble
Bitartrate	$C^4H^4O^6NaH, H^2O$	10 parties	55 »	insoluble
Tartrate de potassium et de sodium. . .	$C^4H^4O^6KNa, 4H^2O$	50 parties		insoluble
Paratartrate. . . .	$C^4H^4O^6K^2, 2H^2O$	38 »		—
Urate	$C^5H^2Az^4O^3Na^2, H^2O$	1,4 »		peu soluble
Biurate	$C^5H^2Az^4O^3NaH, \frac{1}{2} H^2O$	0,08	0,8	insoluble
Valérate	$C^5H^9O^2Na$	très soluble	très soluble	très soluble

Solubilité du chlorure de sodium

(De Coppet, Mulder, Gay-Lussac et Legrand)

Températures	100 p. d'eau dissolvent		Températures	100 p. d'eau dissolvent	
— 14°,0	36,4 p.	de ClNa	25°,45	35,90 p.	de ClNa
— 14 ,0	32,5	—	25 ,5	36,10	—
— 13 ,8	32,15	—	38 ,55	36,52	—
— 6 ,25	34,22	—	44 ,5	36,20	—
— 5 ,95	34,17	—	44 ,75	36,64	—
0 ,0	35,7	—	52 ,5	37,04	—
0 ,0	35,50	—	55 ,0	36,99	—
0 ,0	35,71	—	59 ,75	37,31	—
0 ,0	31,7	—	59 ,93	37,14	—
+ 3 ,6	35,79	—	70 ,0	38,10	—
5 ,3	36,94	—	71 ,3	37,96	—
13 ,75	35,8	—	74 ,46	37,96	—
13 ,89	35,81	—	81 ,05	38,41	—
14 ,45	35,94	—	86 ,7	38,47	—
15 ,0	35,87	—	93 ,65	38,90	—
15 ,6	35,76	—	101 ,7	40,76	—
15 ,6	35,26	—	108 ,4	41,20	—
16 ,90	35,38	—	108 ,5	39,40	—
20 ,0	35,90	—	109 ,73	40,38	—
20 ,85	35,63	—			

Solubilité du chlorure de sodium dans l'alcool faible

(SCHIFF)

Température = 15°

100 p. d'alcool dissolvant	ClNa
0 p. cent d'alcool.	26,4 p.
10 — —	22,2
20 — —	18,4
30 — —	14,9
40 — —	11,7
50 — —	8,9
60 — —	5,6
80 — —	1,2

Alcool méthylique :

à 40 p. cent	13

Le chlorure de sodium est insoluble dans l'alcool absolu, mais il est un peu soluble dans l'alcool aqueux.

L'alcool à 75° centésimaux dissout :

ClNa pour cent	Températures
0,661	14°
0,734	38
1,033	71 ,5

L'alcool à 95°,5 centésimaux dissout :

ClNa pour cent	Températures
0,174.	15°
0,171.	77 ,25

(R. WAGNER).

L'alcool à 53° centésimaux, d'une densité = 0,9282 dissout :

ClNa pour cent	Températures	ClNa pour cent	Températures
10,9	4°	12,3	32
11,1	10	13,1	44
11,4	13	13,8	51
11,9	28	14,1	60

(GERARDIN).

Solubilité du bromure de sodium hydraté

(DE COPPET, 1883)

Températures	100 p. d'eau dissolvent		Températures	100 p. d'eau dissolvent	
— 21°,5	71,00	de BrNa, $2H^2O$.	35°,2	101,9	de BrNa, $2H^2O$.
— 6 ,5	76,60	—	39 ,7	105,1	—
0 ,0	78,85	—	40 ,0	106,4	—
0 ,0	79,75	—	40 ,1	106,0	—
+ 3 ,7	81,53	—	40 ,5	106,4	—
4 ,0	82,29	—	41 ,7	107,4	—
12 ,7	86,10	—	44 ,9	110.8	—
13 ,15	86.20	—	45 ,0	110.8	—
22 ,8	92.36	—	45 ,25	110,6	—
23 ,1	92,60	—	46 ,2	111,8	—
23 ,3	92,15	—	46 ,7	111,8	—
24 ,7	93,86	—	46 ,75	113,6	—
25 ,1	94,10	—	47 ,8	113.5	—
25 ,3	94,60	—	48 ,3	114,5	—
25 ,85	94,48	—	48 ,5	114,3	—
26 ,4	94,82	—	48 ,5	114,4	—
29 ,6	97,58	—	48 ,85	114.5	—
29 ,8	97,04	—	49 ,2	115,2	—
32 ,6	99,39	—	49 ,3	115,0	—
34 ,5	101,1	—	49 ,8	115,8	—
34 ,6	101,1	—			

Solubilité du bromure de sodium anhydre

(De Coppet, 1883)

Températures	100 p. d'eau dissolvent	Températures	100 p. d'eau dissolvent
44°,1	115,6 de BrNa	86°,0	118,8 de BrNa
51 ,5	116,2 —	90 ,5	119,7 —
55 ,1	116,8 —	97 ,2	119,9 —
60 ,3	117,0 —	100 ,3	120,6 —
64 ,5	117,3 —	110 ,6	122,7 —
74 ,5	118,4 —	114 ,3	124,0 —
80 ,5	118,6 —		

Solubilité du bromure de sodium anhydre

(Kremers)

1 partie de BrNa	est	soluble dans	1,29	partie d'eau à	0°
—	—	—	1,13	—	20
—	—	—	0,96	—	40
—	—	—	0,90	—	60
—	—	—	0,89	—	80
—	—	—	0,87	—	100

La solution saturée bout à 120°.

Solubilité de l'iodure de sodium anhydre

(Kremers)

Températures	Quantité d'eau nécessaire pour dissoudre 1 partie de INa
0°	0,63 partie
20	0,56 —
40	0,48 —
60	0,39 —
80	0,33 —
100	0,32 —
120	0,31 —
140	0,30 —

La solution saturée de iodure de sodium bout à 141°.

Ce sel est soluble dans l'alcool.

Solubilité de l'iodure de sodium anhydre

(De Coppet, 1883)

Températures	100 p. d'eau dissolvent	Températures	100 p. d'eau dissolvent
64°,7	294,5 p. de INa (1)	97°,1	300,3 p. de INa
71 ,3	294,4 —	101 ,7	302,5 —
74 ,1	295,3 —	110 ,7	306,2 —
81 ,6	296,8 —	124 ,7	317,5 —
86 ,4	298,3 —	132 ,5	317,3 —
92 ,4	300,2 —	133 ,1	319,2 —

(1) Solution sursaturée.

Solubilité de l'iodure de sodium hydraté

(DE COPPET, KREMERS ET DUMAS)

Températures	100 p. d'eau dissolvent	Températures	100 p. d'eau dissolvent
— 17°,25	149,3 p. de INa, $2H^2O$	20°,55	179,3 p. de INa, $2H^2O$
— 5 ,4	155,2 —	25 ,9	185,7 —
0 ,0	158,6 —	29 ,6	190,2 —
0 ,0	159,7 —	36 ,6	200,6 —
0 ,0	158,7 —	40 ,0	208,3 —
3 ,15	162,6 —	41 ,6	208,7 —
4 ,95	163,7 —	45 ,15	216,1 —
12 ,5	173,7 —	50 ,3	228,4 —
12 ,6	169,3 —	55 ,5	242,4 —
14 ,0	173,0 —	60 ,0	256,4 —
14 ,1	174,4 —	60 ,35	259,5 —
20,0	178,6 —	64 ,55	275,4 —

Solubilité de l'azotate de sodium

(DITTE)

100 parties d'eau dissolvent :

Températures	AzO^3Na	Températures	AzO^3Na
0°	66,69 parties	18°	83,62 parties
2	70,97 »	21	85,73 »
4	71,04 »	26	90,33 »
8	75,65 »	29	92,93 »
10	76,31 »	36	99,39 »
13	79,00 »	51	113,63 »
15	80,60 »	68	125,07 »

Solubilité de l'azotate de sodium

(MAUMENÉ)

Températures	100 parties d'eau dissolvent
0°	70,94 parties de AzO^3Na
10	78,57 »
20	87,97 »
30	98,26 »
40	109,01 »
50	120,00 »
60	131,11 »
80	153,72 »
100	178,18 »
119,4	213,43 »

Solubilité de l'azotate de sodium dans l'acide azotique

(C. SCHULTZ)

Quantités d'acide nécessaires pour dissoudre 1 partie d'azotate de sodium.

Acide azotique concentré (AzO^3H) à la temp. de	20°	60 p.
Acide azotique ord. ($2AzO^3, 3H^2O$) à la temp. de	20°	32 p.
— — — — de	123°	4 p.

Solubilité de l'azotate de sodium dans l'alcool

(SCHIFF)

Degré alcoolique	AzO^3Na dissous dans 100 p. de la solution
0°	45,9 »
10	39,5 »
20	32,8 »
30	26,2 »
40	20,5 »
60	10,2 »
80	2,7 »

Solubilité de l'azotate de sodium dans l'alcool

(GÉRARDIN)

Température = 18°.

Force de l'alcool		100 parties d'alcool dissolvent
Densité	Degré	
1	0	86,1 p. de AzO^3Na
0,9904	7	72
0,9793	17	50
0,9573	36,5	24
0,8967	66,3	6

Une solution saturée dans l'alcool méthylique à 4 centièmes renferme 24,4 p. 100 de nitrate de sodium (SCHIFF).

Solubilité du chlorate de sodium dans l'eau

(KREMERS)

1 p. de ClO^3Na	se dissout à	0°	dans	1,22	p. d'eau
—	—	—	20	—	1,01	—
—	—	—	40	—	0,81	—
—	—	—	60	—	0,68	—
—	—	—	80	—	0,59	—
—	—	—	100	—	0,49	—

Solubilité du carbonate de sodium

100 parties d'eau dissolvent :

Températures	CO^3Na^2 (anhydre) (POGGIALE)	CO^3Na^2 (anhydre) (LŒWEL)	$CO^3Na^2,10H^2O$ (cristallisé) (LŒWEL)
0°	7,08	6,97	21,33
10	16,66	12,6	40,94
20	25,93	21,71	92,82
25	30,83	28,50	149,12
30	35,90	37,24	273,64
38	51,67	51,67	1142,17
104,6	48,50	45,47	539,63

Solubilité du sesquicarbonate de sodium

(POGGIALE)

Températures	100 parties d'eau dissolvent
0°	12,63 p. de $(CO^3)^3Na^4H^2$
20	18,30 »
40	23,05 »
60	29,68 »
80	35,80 »
100	41,59 »

Solubilité du bicarbonate de sodium à diverses températures

100 parties d'eau dissolvent :

Températures	CO^3NaH (agenda du chimiste)	CO^3NaH (DIBBITS)
0°	8,95 parties	6,9 parties
10	10,04 —	8,15 —
20	11,15 —	9,6 —
30	12,24 —	11,1 —
40	13,35 —	12,7 —
50	14,45 —	14,45 —
60	15.57 —	16,4 —
70	16,69 —	» —

Chauffée au-dessus de 70° la solution laisse dégager de l'acide carbonique et se transforme en carbonate CO^3Na^2.

La tension de dissociation du CO^3NaH en solution saturée est de 120 mm. à 15°.

Solubilité de l'hyposulfite de sodium à diverses températures

(Kremers)

1 partie d'hyposulfite déshydraté se dissout dans :

Températures	
0°	2,01 parties d'eau
20	1,44 —
40	0,96 —
60	0,52 —

Solubilité du sulfate de sodium dans l'alcool faible

(Schiff)

Solution saturée à 15°.
Dans l'alcool de :

Densités	Températures	$SO^4Na^2,10H^2O$ p. 100
1,000	0°	23,6
0,976	10	14,35
0,972	20	5,6
0,939	30	1,3

Solubilité des trois modifications du sulfate de sodium

(LŒWEL)

Températures	Sel anhydre cristallisé SO^4Na^2 100 parties d'eau tiennent en dissolution à l'état de saturation :	Sel cristallisé SO^4Na^2, 10 H^2O 100 parties d'eau tiennent en dissolution à l'état de saturation :		Sel cristallisé SO^4Na^2, 7 H^2O 100 parties d'eau tiennent en dissolution à l'état de saturation :	
	Sel anhydre SO^4Na^2	Sel anhydre SO^4Na^2	Sel cristallisé SO^4Na^2, 10 H^2O	Sel anhydre SO^4Na^2	Sel cristallisé SO^4Na^2, 7H^2O
0°	»	5,02	12,16	19,62	44,84
10	»	9,00	23,04	30,49	78,90
15	»	13,20	35,96	37,43	105,79
20	52,76	19,40	58,35	44,73	140,01
25	51,53	28,00	98,48	52,94	188,46
26	51,31	30,00	109,81	54,97	202,61
30	50,37	40,00	184,09		
34	49,53	55,00	412,22		
40 ,15	48,78				
50 ,40	46,82				
59 ,79	45,41				
70 ,61	44,35				
84 ,62	42,96				
103 ,17	42,65				

Solubilité du borate de sodium (borax) à diverses températures

(Agenda du Chimiste)

Températures	100 parties d'eau dissolvent $Bo^4O^7Na^2, 10 H^2O$	$Bo^4O^7Na^2$
0°	2,83 parties	1,49 parties
10	4,65 —	2,42 —
20	7,88 —	4,05 —
30	11,90 —	6,00 —
40	17,90 —	8,79 —
50	27,41 —	12,93 —
60	40,43 —	18,09 —
70	57,85 —	24,22 —
80	76,19 —	31,17 —
90	116,66 —	40,14 —
100	201,43 —	55,16 —

Solubilité du phosphate disodique anhydre

(Poggiale)

Températures	100 parties d'eau dissolvent
0°	1,55 p. de PhO^4Na^2H
10	4,10 —
20	11,88 —
30	19,95 —
40	30,88 —
50	43,31 —
60	55,29 —
70	68,72 —
80	81,29 —
90	95,02 —
100	108,20 —
106,2	114,43 (saturée)

Solubilité du pyrophosphate de sodium

(POGGIALE)

Températures	100 parties d'eau dissolvent	
	$Ph^2O^7Na^4$	$Ph^2O^7Na^4, 5 H^2O$
0°	3,16 p.	5,41
10	3,95	6,81
20	6.23	10,92
30	9,95	18,11
40	13,50	24,97
50	17,45	33,25
60	21,83	41,07
70	25,62	52,11
80	30,04	63,40
90	35,11	77,47
100	40,26	93,11

Table de solubilité des composés de l'ammonium

Composés	Formules	Solubilité dans 100 parties — Eau froide Température = 15°	Eau bouillante Température = 100°	Alcool concentré Température = 15°
Azotate	AzO^3, AzH^4	200 parties	très soluble	43 p. B. 88 p.
Bromure	$BrAzH^4$	très soluble	»	peu soluble
Carbonate	$(CO^3)^3$ $(AyH^4)^4$ H^2	25 parties	décomposable	»
Chlorate	ClO^3AzH^4	très soluble	très soluble	»
Perchlorate	ClO^4AzH^4	20 parties	»	»
Chlorure	$ClAzH^4$	37 »	100 parties	12 parties
Chloroplatinate . .	Cl^4Pt, $2ClAzH^4$	0,7	1,3	0,005
Fluorure	$FlAzH^4$	très soluble	très soluble	peu soluble
Iodure	$IAzH^4$	»	»	soluble
Molybdate	Mo^7O^{24} $(AzH^4)^6$, $4H^2O$	40 parties	décomposable	
Phosphate	PhO^4 (AzH^4) ^2H	20 »	soluble	insoluble
Sulfate	SO^4 $(AzH^4)^2$	70 »	100	»
Sulfocyanate . . .	$CySAzH^4$	105 »	très soluble	soluble
Sulfure	S $(AzH^4)^2$	très soluble	»	insoluble
Vanadate	VO^3AzH^4	soluble	»	»
Acétate	$C^2H^3O^2AzH^4$	très soluble	très soluble	soluble
Benzoate	$C^7H^5O^2$, AzH^4	»	»	très soluble
Citrate	$C^6H^6O^7$ $(AzH^4)^2$	soluble	soluble	soluble
Formiate	CHO^2AzH^4	très soluble	très soluble	peu soluble
Oxalate	C^2O^4 $(AzH^4)^2$, H^2O	33 parties	»	insoluble
Picrate	C^6H^2 $(AzO^2)^3$ $OAzH^4$	soluble	soluble	peu soluble
Succinate	$C^4H^4O^4$ $(AzH^4)^2$	très soluble	très soluble	très soluble
Bitartrate	$C^4H^5O^6AzH^4$	soluble	2 parties	
Biparatartrate . . .	$C^4H^5O^6AzH^4$	1 partie	très soluble	insoluble
Biurate	$C^5H^3Az^4O^3$ (AzH^4)	0,06 »	soluble	»
Valerate	$C^5H^9O^2$ (AzH^4)	très soluble	très soluble	très soluble

Solubilité du chlorure d'ammonium à diverses températures

(ALLUARD)

Températures	100 parties d'eau dissolvent
0°	28,40 parties de $ClAzH^4$
10	32,84 — —
20	37,28 — —
30	41,72 — —
40	46,16 — —
50	50,60 — —
60	55,04 — —
70	59,48 — —
80	63,92 — —
90	68,36 — —
100	72,80 — —
110	77,24 — —

La solution saturée bout à 115,8.

Solubilité du sulfate d'ammonium à diverses températures

(ALLUARD)

Températures	100 parties d'eau dissolvent	Températures	100 parties d'eau dissolvent
0°	71,00	60°	86,90
10	73,65	70	89,55
20	76,30	80	92,20
30	78,95	90	94,85
40	81,60	100	97,50
50	84,25		

Solubilité de l'alun ammoniacal à diverses températures

(Poggiale)

Températures	100 parties d'eau dissolvent $(SO^4)^4Al^2, (AzH^4)^2, 24H^2O$	Anhydre
0°	5,22	2.63
10	9,16	4,50
20	13,66	6,57
30	19,29	9,05
40	27,27	12,35
50	36,51	15,90
60	51.29	21,09
70	71.97	26,95
80	103,08	35,19
90	187.82	50,30
100	421.90	70,83

Solubilité du bicarbonate d'ammonium

(Dibbits 1875)

Températures	100 parties d'eau dissolvent
0°	11,9 de CO^3HAzH^4
2	12,6
4	13.35
10	15,85
15	18.3
20	21,0
25	23,9
30	27,0

La tension de dissociation du bicarbonate d'ammonium en solution concentrée est de 720 mm. à 15°.

SOLUBILITÉ DES PRINCIPAUX COMPOSÉS CHIMIQUES

Table de solubilité des composés du lithium

Composés	Formules	Solubilité dans 100 parties — Eau froide Température 15°	Eau bouillante Température 100°	Alcool concentré Température = 15°
Chlorure .	ClLi	65 parties	125 parties	très soluble
Bromure .	BrLi	très soluble	très soluble	soluble
Iodure . .	ILi, $3H^2O$	150 parties	600 parties	très soluble
Sulfate. .	SO^4Li^2	35 »	28 »	peu soluble
Carbonate.	CO^3Li^2	1,2 »	1,5 »	insoluble

Solubilité du sulfate thalleux

(CROOKES ET LAMY)

Températures	Quantités d'eau nécessaires pour dissoudre 1 partie de sulfate thalleux
15°	21,1 parties d'eau
18	20,8 »
62	8,7 »
100	5,4 »
101,2	5,2 »

Solubilité du chlorure d'argent dans l'acide chlorhydrique et dans les chlorures alcalins et alcalino terreux.

(A. VOGEL)

La première colonne indique la quantité de chlorure d'argent dissoute dans 100 cm³ de solution saturée de chlorure ; la seconde indique la quantité de chaque chlorure nécessaire pour dissoudre 1 partie de chlorure d'argent.

	I	II
Chlorure de baryum	0,0143	6993
— de strontium	0,0884	1185
— de calcium	0,0930	1075
— de sodium	0,0950	1050
— de potassium	0,0472	2122
— d'ammonium	0,1575	63
— de magnésium	0,1710	58
Acide chlorhydrique. Densité = 1,165	0,2980	336
Même acide bouillant	0,5600	178
— — étendu de 1 fois son volume d'eau	0,0560	1785
— — — 2 — — — —	0,0180	5555
— — — 3 — — — —	0,0089	11235
— — — 5 — — — —	0,0035	28771

Solubilité de l'azotate d'argent

1 partie d'azotate se dissout dans *n* parties d'eau.

Températures	*n*
0°	0,82
19,5	0,44
54,0	0,20
85,0	0,14
110,0	0,09

Solubilité du chlorure d'argent

(MILLON ET COMMAILLE, 1863)

Les nombres contenus dans le Tableau se rapportent à l'argent métallique et à un litre de chaque liquide.

	Argent dissous
Ammoniaque à 18° Cartier	51,6 gr.
— 18 — + 1 volume d'eau	23,8
— 22 —	58,0
— 26 —	49.6
— 18 — + 1 volume de solution saturée de chlorure de sodium	20,8
Ammoniaque à 18° Cartier + 1 volume d'une solution saturée de chlorure de potassium	20,4
Ammoniaque à 18° Cartier + 1 volume d'une solution saturée de chlorure d'ammonium	22,4

D'après Pohl 100 parties d'ammoniaque d'une densité 0,986 à 80° (1) dissolvent 1,492 de chlorure d'argent.

(1) Sous pression.

Solubilité du chlorure de magnésium dans l'alcool

Densité de l'alcool	100 parties d'alcool dissolvent à 15°
0,900	21,25 parties de $Cl^2 Mg$
0,848	23,71 »
0,834	36,25 »
0,817	50,00 »

Solubilité du sulfate de magnésium

(Diacon)

Températures	100 parties d'eau dissolvent :
0°	26,37 de SO^4Mg
17,9	33,28 »
24,1	35,98 »

Solubilité du carbonate neutre de magnésium dans l'eau chargée d'acide carbonique sous diverses pressions.

(Engel et Ville)

Pressions	Températures	CO^3Mg dissous par litre
1,0 atmosphère	19°,5	25,8 grammes
2,1 »	19 ,5	33,1 »
3,2 »	19 ,7	37,3 »
4,7 »	19 ,0	43,5 »
5,6 »	19 ,2	46,2 »
6,2 »	19 ,2	48,5 »
7,5 »	19 ,5	51,2 »
9,0 »	18 ,7	56,6 »

Solubilité de la chaux à diverses températures

(Lamy 1878)

Températures	Quantités de chaux anhydre pour 1000 parties CaO de CO_3Ca précipité	CaO du marbre	CaO de l'hydrate
0°	1,362 parties	1,381 parties	1,430
10	1,311 —	1,342 —	1,384
15	1,277 —	1,299 —	1.348
30	1,142 —	1,161 —	1,195
45	0,996 —	1,005 —	1,035
60	0,844 —	0,868 —	0,885
100	0,562 —	0,576 —	0,584

Solubilité de la chaux dans la glycérine

(Puls, 1878)

100 parties de la solution glycérique contiennent $C_3H_8O_3$	Chaux anhydre CaO dissoute	Chaux (CaO) dissoute par 1 molécule de glycérine
51,15	1,434	2,5
37,91	0,852	1,9
26.97	0,595	1,7
10,00	0,370	2,1
5,00	0,240	1,8
2,86	0,196	1,7
2,50	0,192	1,8
2,00	0,186	1,9
0,00	0,148	0,0

Solubilité du chlorure de calcium à diverses températures

(H. Hammerl)

Températures	Cl^2Ca pour cent	Températures	Cl^2Ca pour cent
— 22°	32,24 parties	19,35	42,50 parties
0	36,91 —	24,47	45,33 —
+ 7,39	38,77 —	27,71	46,30 —
13,86	41,03 —	29,53	50,67 —

Solubilité du gypse dans l'eau et dans quelques solutions salines

(Haver-Droeze)

Le tableau suivant donne les quantités d'eau nécessaires pour dissoudre 1 gramme de gype ($SO^4Ca,2H^2O$). Les chiffres indiqués pour les températures de 0 à 35° sont ceux de Haver-Droeze; ceux de 40 à 100° sont ceux de Marignac. Le maximum de solubilité est entre 35 et 40° (d'après Marignac ce maximum est situé entre 32 et 41°).

Températures	Eau	Températures	Eau
0°	415 parties	55°	375 parties
5	412 »	60	377 »
10	407 »	65	381 »
15	398 »	70	387 »
20	371 »	75	395 »
25	365 »	80	404 »
30	361 »	85	415 »
35	359 »	90	427 »
40	369 »	95	440 »
45	372 »	100	455 »
50	374 »		

Quantité de solution saline nécessaire pour dissoudre 1 gramme de gypse

Solution saline	Solubilité	Solution saline	Solubilité
Chlorure d'ammonium	93cm3	Azotate de potassium	68 à 94cm3
Chlorure de sodium	147	Sulfate d'ammonium	327
Chlorure de potassium	162	Sulfate de sodium	398
Chlorure de magnésium	146	Sulfate de potassium	2325
Azotate d'ammonium	320	Sulfate de magnésium	insoluble
Azotate de sodium	92	Sulfate au $\frac{1}{10}$.	1162cm3

Solubilité du sulfate de calcium à diverses températures

Températures	1 partie de $SO^4Ca, 2H^2O$ se dissout dans :
0°	525 parties d'eau
18	488 — —
24	479 — —
32	470 — —
38	466 — —
41	468 — —
53	474 — —
72	495 — —
86	528 — —
99	571 — —

1000 parties d'eau :

A 12°.5 dissolvent 2 parties de $SO^4Ca, 2H^2O$ (Lecoq de Boisbaudran.)

A 16°,5 dissolvent	2,19 parties de $SO^4Ca, 2H^2O$			Cossa.
22	—	2,352	—	
14	—	2,247	—	Church.
20 5	—	2,381	—	

Solubilité du butyrate de calcium

(O. Hecht, 1883)

Températures	100 parties d'eau dissolvent :
0°	19,40 parties de $(C^4H^7O^2)^2Ca$
10	18,48 »
20	17,56 »
30	16,27 »
40	15,92 »
55	15,20 »
65-80	15,00 »
90	15,10 »
100	15,81 »

Solubilité du chlorure de baryum dans quelques solutions salines

(A.-H. Pearson, 1869)

	Quantité de centimètres cubes nécessaires pour dissoudre 1 gramme de sel à froid
Eau	4,00
Ammoniaque concentrée	5,00
Ammoniaque étendue de 3 volumes d'eau.	5,33

Solubilité du chlorure de baryum dans quelques solutions salines

(*Suite*)

	Quantité de centimètres cubes nécessaires pour dissoudre 1 gramme de sel à froid
Acide chlorhydrique ordinaire étendu de 4 volumes d'eau	5,33
Acide acétique étendu de 1 volume d'eau	8.00
Chlorure d'ammonium dissous dans 10 parties d'eau	6,00
Acétate d'ammonium (1)	6,00
Acétate de sodium (2)	6,67
Acétate de cuivre	6,33
Glucose dans 10 parties d'eau	5,67

Solubilité du chlorate de baryum

(Kremers)

1 partie se dissout dans *n* parties d'eau.

Températures	n
0°	4,38
20	2,70
40	1,92
60	1,29
80	1,02
100	0,79

(1) Ammoniaque faible neutralisée par l'acide acétique employé plus haut.

(2) Acide acétique du commerce neutralisé par du carbonate de sodium et étendu de 4 parties d'eau.

Solubilité de l'azotate de baryum

Températures	100 parties d'eau dissolvent :
0°	5,00 parties de $(AzO^3)^2Ba$
14 ,95	8,18 »
17 ,62	8,54 »
37 ,87	13,67 »
49 ,22	17,07 »
52 ,11	17,97 »
73 ,75	25,01 »
86 ,71	29,57 »
101 ,65	35,18 »

Solubilité de l'azotate de baryum dans quelques solutions salines

(A.-H. Pearson, 1869)

	Quantité de centimètres cubes nécessaires pour dissoudre 1 gramme de $(AzO^3)^2Ba$ à froid	à 100°
Eau	13,33	4,67
Ammoniaque concentrée	14,67	5,67
Ammoniaque étendue de 3 vol. d'eau	16,50	»
Acide azotique étendu de 5 vol. d'eau	insoluble	»
Acide chlorhydrique ordinaire étendu de 4 volumes d'eau	28,00	»
Acide acétique étendu de 1 vol. d'eau	29.00	»
Chlorure d'ammonium dissous dans 10 parties d'eau	13,67	4,67

Solubilité de l'azotate de baryum dans quelques solutions salines

(*Suite*)

	Quantité de centimètres cubes nécessaires pour dissoudre 1 gramme de $(AzO^3)^2 Ba$ à froid	à 100°
Azotate d'ammonium dissous, dans 10 parties d'eau	24,00	»
Acétate d'ammonium (1)	17,33	4.33
Acétate de sodium (2)	14,67	5,33
Acétate de cuivre	17,33	6,00
Glucose, dans 10 parties d'eau	18,67	»

Solubilité de la baryte dans la glycérine

(Puls, 1878)

100 parties de la solution glycérique contiennent $C^3H^8O^3$	Baryte anhydre BaO dissoute	Baryte (BaO) dissoute par 1 molécule de glycérine
35,94	12,71	28,9
27,35	10,20	27,9
24,14	8,85	26,5
19,89	7,55	25,7
15,90	6,62	25.5
12,09	5,54	24,8
7,96	4,51	23,8
3,97	3,62	23,8
2,97	3,40	24,3
1,90	3,18	24,2
1,00	2,93	22,8
0,74	2,84	21,3
0,00	2,79	0,0

(1) Ammoniaque faible neutralisée par l'acide acétique employé plus haut.

(1) Acide acétique du commerce neutralisé par du carbonate de sodium et étendu de 4 parties d'eau.

Solubilité du chlorure de strontium

1 partie de Cl^2Sr se dissout dans *n* parties d'eau.

Températures	*n*	Températures	*n*
0	2,27	60	1,18
20	1,88	80	1,08
40	1,54	100	0,98

Solubilité du chlorure de strontium dans l'alcool

Densité de l'alcool	00 parties d'alcool (1) dissolvent:
0,9904	49,8 de $Cl^2Sr, 6H^2O$
0,9851	47,0 »
0,9726	39,6 »
0,9665	35,9 »
0,9525	30,4 »
0,9390	26,8 »
0,9088	19.2 »
0,8464	4,9 »
0,8322	3,2

(1) La température n'est pas indiquée.

Solubilité de la strontiane dans la glycérine

(PULS, 1878)

100 parties de la solution glycérique contiennent $C^3H^8O^3$	Strontiane anhydre SrO dissoute	Strontiane (SrO) dissoute par 1 molécule de glycérine
41,74	5,230	10,8
30,41	3,040	8,0
20,18	1,920	6,7
15,67	1,550	6,4
9,87	1,130	5,6
5,05	0,800	5,4
1,01	0,566	5,2
0,00	0,560	0,0

Solubilité du sulfate cuivrique

(POGGIALE)

Températures	100 parties d'eau dissolvent : SO^4Cu	$SO^4Cu, 5H^2O$
0°	18,20	31,61
10	20,92	36,95
20	23,54	42,31
30	26,63	48,81
40	30,29	56,90
50	34,14	65,83
60	38,83	77,39
70	45,06	94,00
80	53,15	118,03
90	64,23	156,44
100	75,25	203,32

1 partie de sulfate de cuivre $SO^4Cu, 5H^2O$ se dissout dans *n* parties d'eau. (Brandes et Firnhaber)

Températures	*n*	Températures	*n*
4°	3,32	62°,5	1,27 (?)
19	2,71	75	1,07
31	1,84	87	0,75
37 ,5	1,70	100	0,55
50	1,14	104	0,47

Solubilité du sulfate de cuivre ammoniacal

60 parties de $SO^4Cu, 4AzH^3, H^2O$, se dissolvent dans 100 parties d'eau à 15° ; il est décomposable par l'eau bouillante, et insoluble dans l'alcool concentré.

Solubilité du sulfate de zinc

(Poggiale)

Températures	100 parties d'eau dissolvent : SO^4Zn	$SO^4Zn, 7H^2O$ (1)
10°	48,36	138,21
20	53,13	161,5
30	58,40	190,9
50	68,72	263,8
90	89,80	533,0
100	95,06	653,6

(1) Sulfate de zinc pur du commerce.

Solubilité du sulfate de zinc et d'ammonium

(TOBLER)

Températures	100 parties d'eau dissolvent :				
0°. .	7,3	parties de	SO^4Zn,	$SO^4(AzH^4)^2$	(anhydre)
10 . .	8,8	—	—	—	—
13 . .	10,0	—	—	—	—
15 . .	12,5	—	—	—	—
30 . .	16,5	—	—	—	—
45 . .	21,6	—	—	—	—
60 . .	29,7	—	—	—	—
75 . .	37,8	—	—	—	—
85 . .	46,2	—	—	—	—

Solubilité du sulfate de zinc et de potassium

(TOBLER)

Températures	100 parties d'eau dissolvent :				
0°. . . .	12,6	parties de	SO^4K^2,	SO^4Zn,	$6H^2O$
10	18,7	—	—	—	—
15	22,5	—	—	—	—
25	28,8	—	—	—	—
36	39,9	—	—	—	—
45	51,1	—	—	—	—
50	54,0	—	—	—	—
58	67,6	—	—	—	—
65	81,3	—	—	—	—
70	87,9	—	—	—	—

Solubilité de l'iodure plombique dans quelques acétates

(D. TOMMASI, 1872)

1 gramme d'iodure se dissout aisément dans 50^{cm^3} de solution saturée et froide d'acétate de sodium, ou bien dans 25^{cm^3} de cette même solution bouillante.

50^{cm^3} de solution d'acétate, acidifiée par $\frac{1}{5}$ de centimètre cube d'acide acétique cristallisable, peuvent dissoudre jusqu'à 6 grammes d'iodure.

Voici les quantités des autres iodures qui peuvent se dissoudre à chaud dans 10^{cm^3} de solution concentrée de quelques acétates :

Acétate d'ammonium	16,0
— calcium	2,3
— baryum	2,0
— chrome	2,0
— lithium	1,8
— magnésium	1,0
— fer	1,0
— cobalt	0,5
— zinc	traces
— aluminium	»
— uranium	»

L'acétate de potassium dissout des quantités considérables d'iodure plombique, mais en s'y combinant pour donner naissance à un nouveau composé, l'iodacétate plombique acétopotassique.

Solubilité de l'hydrocarbonate de plomb dans quelques solutions salines

(Pattison Muïr, 1877)

Les chiffres du tableau indiquent la quantité de liquide contenant 1 partie d'hydrocarbonate de plomb $2CO^3Pb(OH)^2Pb$.

Solutions salines à 0,20 gramme par litre	Dans un vase bouché	Dans un vase ouvert
Sulfate d'ammonium. . .	33 000. .	43 000
Azotate de potassium . .	26 000. .	43 000
Chlorure de calcium. . .	33 000. .	26 000
Azotate d'ammonium. . .	4 600. .	26 000
Eau saturée d'acide carbonique	4 300. .	4 300

Solubilité du sulfate de plomb dans quelques acides

L'acide chlorhydrique le dissout plus ou moins, suivant sa concentration, en donnant du chlorure de plomb qui se précipite lorsqu'on étend la solution d'eau.

Ce sel se dissout dans 682	parties	d'acide à	10,6 %
106	»	»	22
47,3	»	»	37,5
35,0	»	»	31

L'acide azotique agit comme l'acide chlorhydrique.

Le sulfate se dissout dans			303	parties d'acide à		11,55 %
—	—	—	127,5	»	»	34,00
—	—	—	10282,8	»	»	60,00

L'acide sulfurique d'une densité de			1,724 dissout	$\frac{1}{480}$ de sulfate
—	—	—	1,791	$\frac{1}{86}$
—	—	—	1,885	$\frac{1}{46}$

L'eau dissout 0,00315 % de sulfate de plomb.

Solubilité du sulfate d'aluminium

(POGGIALE)

100 parties d'eau dissolvent :

Températures	Sulfate anhydre $(SO^4)^3, Al^2$	Sulfate hydraté $(SO^4)^3, Al^2, 18H^2O$ (1)
0°	31,3	86,85
10	33,5	95,80
20	36,15	106,35
30	40,36	127.60
40	45,73	167,60
50	52,13	201,40
60	59,09	262,60
70	66,23	348,20
80	73,14	467,30
90	80,83	678,80
100	89,11	1132,00

(1) C'est le sulfate d'aluminium ordinaire.

Solubilité du sulfate ferreux

1 partie de $SO^4Fe, 7H^2O$ (1) se dissout dans *n* parties d'eau.

Températures	*n*	Températures	*n*
10°	1,64	60	0,38
15	1,43	84	0,37
25	0,87	90	0,27
32,5	0,66	100	0,30
46	0,44		

Solubilité du chlorure mercurique

Températures	100 parties d'eau dissolvent :
0°	5,73 parties de Cl^2Hg
10	6,57 — —
20	7,39 — —
30	8,43 — —
40	9,62 — —
50	11,34 — —
60	13,86 — —
70	17,29 — —
80	24,30 — —
90	37,05 — —
100	59,96 — —

Solubilité du chlorure mercurique dans l'alcool

Température = 10°

1 partie de Cl^2Hg se dissout dans *n* parties d'alcool.

Densité de l'alcool	*n*	Densité de l'alcool	*n*
0,818	2,57	0,868	4,20
0,826	2,90	0,918	9,30
0,854	3,60	0,964	14,60

Solubilité de quelques composés dans 100 grammes d'eau

Température = 15°

(A. Ditte)

Sulfate de potassium	10,05	Chlorure de magnésium, à $6H^2O$	166,00
Bisulfate de potassium	50,00	— de mercure (bi)	7,00
ulfate de sodium anhydre	12,49	— de nickel, à $9H^2O$	66,00
— — $10H^2O$	35,49	— de plomb	0,90
Alun	10,94	— de strontium	50,00
Sulfate de cuivre à $5H^2O$	33,10	— de thallium	0,35
— d'ammonium	66,74	Iodure de potassium	143,00
— de zinc	140,52	Chromate —	43,80
— de magnésium, à $5H^2O$	92,22	Bichromate —	9,12
— d'argent	0,50	Hyposulfate —	6,00
— de cobalt, à $7H^2O$	4,00	Sulfite —	100,00
— de fer à $7H^2O$	35,00	Chlorate —	6,00
— d'aluminium	50,00	Perchlorate —	1,48
— de glucinium	100,00	Bromate —	6,20
— de manganèse, à $4H^2O$	143,00	Iodate —	7,80
— de nickel, à $7H^2O$	33,30	Periodate —	10,00
— de thallium	4,80	Biborate de sodium (borax)	3,92

Sulfate de calcium	0,20	Phosphate de sodium cristallisé	12,73
— de plomb	0,0031	Carbonate de sodium anhydre	18,08
— de mercure (proto)	0,20	— potassium	110,00
Azotate de baryum	7,91	Bicarbonate de —	24,00
— de potassium	24,30	Acétate de plomb	45,60
— de sodium	49,69	Cyanoferrure de potassium	29,20
— d'argent	100,00	Sucre	209,74
— de magnésium, à $6H^2O$	200,00	Acide oxalique	6,60
— de nickel, à $6H^2O$	50,00	— tartrique	66,60
— d'uranium, à $3H^2O$	200,00	— citrique	120,00
— de magnésium et d'ammonium	10,00	— picrique	0,55
— de strontium, à $5H^2O$	20,00	— phénique	5,00
— de thallium	10,06	— succinique	20,00
— de plomb	52,50	— benzoïque	0,25
Chlorure d'ammonium	31,90	— borique	3,30
— de baryum	34,58	— iodique	200,00
— de potassium	35,50	— arsénieux vitreux	4,00
— de sodium	35,80	— — opaque	1,25
— de calcium	400,00	Quinine	0.25
— d'étain (proto)	270,00	Codéine	1,20
— de manganèse	61,00	Atropine	0,33
		Morphine	0,10

Solubilité de quelques sels dans l'eau l'alcool et l'ether

(EDER, 1877)

Quantités de liquide nécessaires pour dissoudre 1 partie de sel à 15°

Sels de cadmium	Eau	Alcool absolu	Ether D = 0,729	Alcool éthéré
Bromure de cadmium $Br^2Cd, 4H^2O$	0,94	3,4	250	16
— d'ammonium $BrAzH^4$	1,29	31,5	890	112
— de sodium $BrNa, 2H^2O$	1,10	15,9	1200	—
— de potassium BrK	1,62	750	5000	1700
Iodure de cadmium I^2Cd	1,13	0,98	3,6	2,0
d'ammonium $IAzH^4$	0,60	4,0	210,0	20
— de sodium $INa, 2H^2O$	0,55	12,0	360	—
— de potassium IK	0,71	68,3	370	120
Bromure de cadmium et d'ammonium $2AzH^4Br$ $2CdBr^2H^2O$	0,73	5,3	280	24
Bromure de cadmium et d'ammonium $4AzH^4Br$, $CdBr^2$	0,96	décomposé	décomposé	décomposé
Bromure de cadmium et de sodium 2BrNa, $2Br^2$ $Cd5H^2O$	1,04	5,7	190	—
Bromure de cadmium et de potassium BrK, Br^2Cd, H^2O	0,79	décomposé	décomposé	décomposé
Bromure de cadmium et de potassium 4BrK, Br^2Cd	1,40	»	»	»
Iodure de cadmium et d'ammonium $2IAzH^4$, J^2Cd, H^2O	0,90	0,88	2,4	—
Iodure de cadmium et d'ammonium $2IAzH^4I^2Cd$, $2H^2O$	0,58	0,70	8,9	1,8
Iodure de cadmium et de sodium 2NaI, I^2Cd, $6H^2O$	0,63	0,86	10,1	—
— — — potassium IK, I^2Cd, H^2O	0,94	—	—	—
— — — — 2IK, I^2Cd, $2H^2O$	0,73	1,4	24,5	4,5

Solubilité de quelques carbonates dans l'eau chargée d'acide carbonique

(R. Wagner, 1867)

Carbonate de magnésium

Température = 5°

1 partie de CO^3Mg se dissout dans :

761	p. d'eau chargée d'acide carb.	sous une	pres. de	1	atm.
744	—	—	—	2	—
134	—	—	—	3	—
110,7	—	—	—	4	—
110	—	—	—	5	—
76	—	—	—	6	—

Le carbonate ferreux exige 1 380 parties d'eau chargée d'acide carbonique pour se dissoudre (Wagner). (*)

Le carbonate de zinc se dissout dans 188 parties d'eau chargée d'acide carbonique (Lassaigne). (*)

Le carbonate manganeux se dissout dans 2 500 parties d'eau chargée d'acide carbonique (Lassaigne). (*)

Le carbonate de cuivre se dissout dans 4 690 parties d'eau chargée d'acide carbonique (R. Wagner) (3 333 parties d'après Lassaigne).

1 litre d'eau dissout 7 grammes 50 de carbonate de baryum, sous l'influence de l'acide carbonique. (*)

Le carbonate de plomb récemment précipité donne, sous pression en présence de l'acide carbonique, une solution qui renferme 0,39 partie de plomb par litre (R. Wagner). (1)

(*) Il n'est pas indiqué sous quelle pression l'on a opéré.

Solubilité des mélanges de sels

(F. Rüdorff, 1873)

Deux cas peuvent se présenter :

1° La dissolution obtenue présente une composition invariable, quelles que soient les proportions relatives des deux sels employés pour sa préparation (tous les deux d'ailleurs étant en excès par rapport à l'eau).

Si dans la dissolution ainsi saturée on fait dissoudre à l'aide de la chaleur un excès de l'un ou de l'autre des deux sels, il se sépare entièrement par le refroidissement, et la dissolution reprend par là sa composition antérieure. Ces dissolutions présentent donc un véritable état d'équilibre.

Le tableau suivant indique les sels pour lesquels cet état d'équilibre se réalise et les proportions de chaque sel qui demeurent simultanément en dissolution dans 100 parties d'eau.

29,1	de chlorure d'amm.	et	173,8	d'azotate d'amm.	à	19°,5
133,2	d'iodure de potass.	»	10,4	de chlor. de pot.	à	21 ,5
38,0	de chlorure d'amm.	»	35.3	— —	à	22 ,0
29,9	— de sod.	»	17,7	— —	à	18 ,0
23,9	— —	»	22,9	— d'amm.	à	18 ,7
77,1	d'azotate de sodium	»	162,9	d'azotate —	à	16 ,0
35,2	de chlorure de pot.	»	19,1	— de potas.	à	20 ,0
24,6	— de sod.	»	56,8	— de sod.	à	20 ,0
26,8	— d'amm.	»	46,5	de sulfate d'amm.	à	21 ,5
67,1	d'azotate de potass.	»	119,6	d'azotate de plomb	à	21 ,2
20,7	de sulfate de cuiv.	»	15,9	de sulfate de sod.	à	15 ,0
72,6	de chlorurs —	»	16,0	de chlorure —	à	15 ,0

2° La dissolution obtenue ne présente pas une composition constante.

Cette composition varie suivant les proportions des deux sels employés pour sa préparation, bien que tous les deux demeurent en excès. Si à une dissolution saturée de ces sels ou ajoute un excès de l'un ou de l'autre des deux sels qu'elle renferme, il détermine la précipitation partielle de l'autre et reste lui-même en partie à sa place dans la dissolution.

C'est ainsi que se comportent les sels suivants :

Sulfate de potassium et sulfate d'ammonium
Azotate — — —
— de baryum — azotate de plomb
— — — — de strontium
Sulfate de cuivre — sulfate de fer
— de magnésium — — de zinc, etc.

Influence de la pression sur la solubilité de quelques sels

(K. Mœller, 1862)

La solubilité du chlorure de sodium augmente avec la pression.

Voici quelques-uns des chiffres qui ont été obtenus :

Pression en atmosphères	Poids de ClNa dissous dans 100 parties d'eau : à 0°	à 12°	à 15°
1 atm. . . .	35,59	35,77	35,69
20 —. . . .	35,79		35,84
40 —. . . .	35,95		35,87

Le sulfate de sodium hydraté $SO^4Na, 10H^2O$ a donné des résultats peu concordants ; toutefois on reconnaît que la solubilité du sel augmente avec la pression à la température de 0°, tandis qu'à 15° elle diminue considérablement quand la pression s'accroît.

Le sulfate de calcium (gypse) subit une influence peu considérable dans sa solubilité par la pression. A 15°, 100 parties d'eau dissolvent 0,207 gr. de gypse sous 1 atmosphère de pression et 0,230 gr. sous 20 atmosphères.

Quant au sulfate de potassium, l'augmentation très notable de solubilité qui accompagne l'accroissement de pression, est plus considérable à 0° qu'à 15°.

Il est à observer que Favre avait annoncé avoir trouvé que la solubilité des sels n'est pas modifiée par la pression tant que celle-ci ne détermine pas une élévation de température.

Solubilité de l'anthracène dans quelques liquides

(Wersmann)

A la température de 15° 100 parties d'alcool dissolvent:

Degré de l'alcool au densimètre	Poids d'anthracène	Degré de l'alcool au densimètre	Poids d'anthracène
0,800	0,591 gr.	0,835	0,475 gr.
0,825	0,574	0,840	0,460
0,830	0,491	0,850	0,423

A la température de 15° les liquides suivants dissolvent :

100 parties de chloroforme.	1,736	gramme d'anthracène
— benzine . .	1,661	—
— sulf. de carb.	1,478	—
— ether . . .	1,175	—
— acide acétiq.	0,414	—
— pétrole. . .	0,394	—

D'après Bechi 100 parties d'alcool absolu dissolvent :

à 16°.	0,076gr,	d'anthracène
à l'ébullition.	0,83	—

100 parties de toluène :

à 16°.	0,92	—
à l'ebullition.	12.94	—

Solubilité de la paraffine

(A. Vogel, 1866)

La paraffine dont on a déterminé la solubilité fondait à 48°.

La benzine d'une densité de 0,887 dissout :

à 46°. . .	7,7	fois son poids	de paraffine
à 43 . . .	5,0	—	—
à 39 . . .	4,0	—	—
à 23 . . .	0,7	—	—
à 20 . . .	0,3	—	—

Une partie de chloroforme à 23° dissout 0,22 et à 20° 0,16 partie de paraffine.

Le sulfure de carbone dissout à 23° son poids de paraffine.

Solubilité du sucre

Températures	Sucre dissous dans 100 parties d'eau	Températures	Sucre dissous dans 100 parties d'eau
0°	65,0 parties	30°	69,8 parties
5	65,2 »	35	72,4 »
10	65,6 »	40	75,8 »
15	66,1 »	45	79,2 »
20	67,0 »	50	82,7 »
25	68,2 »		

Solubilité de divers corps dans la glycérine

Corps qui se dissolvent en toutes proportions :

Brome
Iodure ferreux
Monosulfure de potassium
Chlorure d'antimoine
— ferrique
Hypochlorite de sodium
— de potassium
Acide sulfurique
— azotique
— chlorhydrique
— phosphorique
Acide acétique
— tartrique
— citrique
— lactique
Ammoniaque
Potasse caustique
Soude caustique
Azotate d'argent
— mercurique
Codéine

100 parties de glycérine dissolvent :

Carbonate de sodium.	98
Borax	60
Tannin.	50
Urée	50
Arséniate de potass.	50
— sodium	50
Chlorure de zinc . .	50
Iodure de potassium .	40
— de zinc . . .	40
Alun	40
Sulfate de zinc. . .	35
— d'atropine. .	33
Cyanure de potassium	32
Sulfate de cuivre . .	30
Cyanure de mercure.	27
Bromure de potassium	25
Sulfate de fer . . .	25
— de strychnine	22,5
Chlorure d'ammonium	20
— de sodium .	20
Acide arsénieux . .	20
— arsénique . .	20
Carbonate d'ammon.	20
Acétate de plomb . .	20
Chlorhydrate de morphine	20
Lactate de fer . . .	16
Acide oxalique. . .	15
Chlorure de baryum.	10
Acide borique . . .	10
— benzoïque . .	10
Acétate neutre de cuivre	10
Sulfure de calcium .	10
— de potassium	10
Bicarbonate de sodium	8
Tartrate ferrico-potassique.	8
Chlorure mercurique	7,5
Sulfate de cinchonine	6,7
Emétique.	5,5
Azotate de strychnine	3,85
Chlorate de potassium	3.50
Atropine	3
Sulfate de quinine. .	2,75
Brucine	2,25
Iode.	1,90
Iodure de soufre . .	1,67
Vératrine:	1
Tannate de quinine .	0,77
Quinine	0,50
Cinchonine	0,50
Morphine.	0,45
Iodure mercurique .	0,29
Strychnine	0,25
Phosphore	0,20
Soufre.	0,10

CHAPITRE III

MÉLANGES RÉFRIGÉRANTS

Phénomènes thermiques accompagnant la dissolution de quelques sels dans l'eau

(HANAMANN)

SÉRIE I. — Le sel et l'eau employés par parties égales :

	La température baisse de
Azotate d'ammonium	25°,0
Chlorure d'ammonium	14 ,0
Chlorure de potassium	12 ,0
Azotate —	10 ,0
— de sodium	9 ,5
Sulfate d'ammonium	8 ,0
— de sodium	7 ,5
— de potassium	4 ,5
Chlorure de sodium	4 ,0

SÉRIE II. — Deux sels, une demi-partie de chacun d'eux pour une partie d'eau :

	La température baisse de
Sulfate de sodium et azotate d'ammonium . . .	26°
Chlorure d'ammonium et azotate d'ammonium .	22
— de potassium — — .	20
Azotate — et chlorure — .	19
Sulfate de sodium — — .	19
Azotate — — — .	17
— de potassium — de sodium. .	10
— de sodium — de potassium.	11
— d'ammonium et azotate de potassium. .	22
Sulfate de sodium — — . .	10

SÉRIE III. — Trois sels pris par parties égales ; la quantité d'eau employée était égale à la somme des poids des sels :

	La température baisse de
Sulfate de sodium, azotate de potassium et azotate d'ammonium	17° à 26°
Chlorure d'ammonium, sulfate de sodium et azotate de potassium	17 à 23
Azotate de potassium, azotate de sodium et azotate d'ammonium	16 à 27

Table des mélanges réfrigérants les plus employés
Température des corps = 10°

Mélange	Parties	Température produite
Eau	1 p.	— 16°
Azotate d'ammonium pulvérisé	1 p.	
Eau	1 p.	— 19°
Azotate d'ammonium	1 p.	
Carbonate de sodium	1 p.	
Eau	16 p.	— 12°
Azotate de potassium	5 p.	
Chlorure d'ammonium	5 p.	
Eau	16 p.	— 16°
Chlorure d'ammonium	5 p.	
Azotate de potassium	5 p.	
Sulfate de sodium	8 p.	
Sulfate de sodium	3 p.	— 19°
Acide azotique	2 p.	
Sulfate de sodium	6 p.	— 23°
Chlorure d'ammonium	4 p.	
Azotate de potassium	2 p.	
Acide azotique	4 p.	
Phosphate de sodium	9 p.	— 29°
Acide azotique	4 p.	
Sulfate de sodium	6 p.	— 26°
Azotate d'ammonium	5 p.	
Acide azotique	4 p.	
Sulfate de sodium	20 p.	— 8°,15
Acide sulfurique à 36°	16 p.	
Sulfate de sodium	8 p.	— 17°
Acide chlorhydrique	5 p.	

Mélanges de glace et de sels à zéro

Neige ou glace pilée.	2 p.	— 20°
Chorure de sodium (sel marin).	1 p.	
Neige ou glace pilée.	24 p.	— 28°
Chlorure de sodium.	10 p.	
— d'ammonium. . . .	5 p.	
Azotate de potassium	5 p.	
Neige ou glace pilée.	3 p.	— 48°
Chlorure de calcium cristallisé.	4 p.	
Neige ou glace pilée.	5 p.	— 24°
Chlorure de sodium.	2 p.	
— d'ammonium. . . .	1 p.	
Neige ou glace pilée.	12 p.	31°
Chlorure de sodium.	5 p.	
Azotate d'ammonium	5 p.	
Neige ou glace pilée.	3 p.	— 18°
Potasse	4 p.	
Neige ou glace pilée refroidie à — 18°	1 p.	— 55°
Chlorure de calcium cristallisé pulvérisé à — 18°.	2 p.	
Neige ou glace pilée.	2 p.	— 33°
Acide sulfurique avec $\frac{1}{2}$ volume d'eau à 0°.	1 p.	

Table donnant l'abaissement de témpérature produit par la dissolution dans l'eau des sels les plus usuels

(Rüdorff)

Température = 11 à 15°

	Quantité mélangée avec 100 parties d'eau	Abaissement de température
Alun cristallisé.	14	1°,4
Chlorure de sodium	36	2 ,5
Sulfate de potassium.	12	3 ,0
Phosphate de sodium cristallisé.	14	3 ,7
Sulfate d'ammonium.	75	6 ,4
— de sodium cristallisé . .	20	6 ,8
— de magnésium cristallisé	85	8 ,0
Carbonate de sodium —	40	9 ,1
Azotate de potassium.	16	10 ,2
Chlorure de —	30	12 ,6
Carbonate d'ammonium	30	12 ,1
Acétate de sodium cristallisé . .	85	15 ,4
Chlorure d'ammonium	30	18 ,5
Azotate de sodium.	75	18 ,4
Hyposulfite de sodium cristallisé	110	18 ,7
Iodure de potassium	140	22 ,5
Chlorure de calcium cristallisé .	250	23 ,2
Azotate d'ammonium.	60	27 ,2
Sulfocyanate d'ammonium. . .	133	31 ,2
— de potassium. . .	150	34 ,5

Liquéfaction et froid produits par la réaction mutuelle des substances solides

(Mlle E. WALTON, 1881)

Noms des sels finement pulvérisés	Températures
Carbonate de sodium $CO^3Na^210H^2O$ + Azotate de plomb $(AzO^3)^2Pb$	— 17°
Carbonate de sodium $CO^3Na^210H^2O$ + Azotate baryum $(AzO^3)^2Ba$	— 13 ,7
Carbonate de sodium $CO^3Na^210H^2O$ — Azotate cuivre $(AzO^3)^2Cu$, $6H^3O$	— 18
Carbonate de sodium $CO^3Na^210H^2O$ + Azotate de manganèse $(AzO^3)^2Mn$, $6H^2O$	— 14
Carbonate de sodium $CO^3Na^210H^2O$ + Azotate de manganèse $(AzO^3)^2Mn$, $6H^2O$	26
Carbonate de sodium $CO^3Na^210H^2O$ + Azotate de zinc $(AzO^3)^2Zn$, $6H^2O$	— 16 ,7
Carbonate de sodium $CO^3Na^210H^2O$ + Azotate de zinc $(AzO^3)^2Zn$, $6H^2O$	— 21 ,5
Carbonate de sodium $CO^3Na^210H^2O$ + Azotate de chrome $(AzO^3)^6Cr^2$, $18H^2O$	— 22
Carbonate de sodium $CO^3Na^210H^2O$ + Azotate ferrique $(AzO^3)^6 Fe^2$, $18H^2O$.	— 17
Carbonate de sodium $CO^3Na^210H^2O$ + Azotate ferrique $(AzO^3)^6Fe^2$, $18H^2O$	— 24

Changements de température produits par le mélange des liquides de nature différente

BUSSY ET BUIGNET)

On a opéré sur un mélange contenant 50 centimètres cubes de chaque liquide.

Compositions des mélanges	Températures initiale t	Températures du mélange θ	Changement de température t-θ *ou* θ-t
Alcool ...... Sulfure de carbone .	21°,90	16°,30	— 5°,90
Chloroforme ... Sulfure de carbone .	21 ,60	16 ,60	— 5 ,00
Ether ...... Sulfure de carbone .	21 ,40	17 ,85	— 3 ,55
Ether ...... Alcool......	23 ,40	20 ,20	— 3 ,20
Essence de térébenthine ..... Alcool......	22 ,40	20 ,00	— 2 ,40
Essence de térébenthine ..... Sulfure de carbone .	21 ,60	19 ,40	— 2 ,20
Acide acétique... Eau distillée ...	16 ,00	14 ,80	— 1 ,20
Ether ...... Essence de térébenthine	22 ,60	22 ,00	— 0 ,60
Chloroforme ... Alcool......	20 ,10	23 ,00	+ 2 ,90
Eau distillée.... Alcool......	22 ,00	29 ,30	+ 7 ,30
Ether ...... Chloroforme ...	22 ,00	36 ,40	+ 14 ,40

L'influence des proportions relatives peut aller jusqu'à changer complètement le sens de l'effet thermométrique, de manière à produire avec les mêmes liquides tantôt de la chaleur et tantôt du froid : 5 molécules d'alcool mêlées à 1 molécule de chloroforme donnent lieu à une élévation de température de 4°,5 ; 5 molécules de chloroforme mêlées à 1 molécule d'alcool produisent au contraire un abaissement de température.

La température initiale des deux liquides que l'on mêle influe d'une manière très sensible sur l'effet thermométrique qui résulte de leur mélange. En général, les abaissements de température deviennent plus marqués quand la température à laquelle on opère est plus élevée.

En même temps qu'ils éprouvent un changement de température par le fait de leur mélange, les liquides éprouvent aussi un changement de volume. Tantôt il y a dilatation, comme dans le cas de l'alcool mêlé au sulfure de carbone, tantôt, au contraire il y a contraction, comme dans le cas de l'éther mêlé à l'alcool.

CHAPITRE IV

DILATATION DES SOLIDES, DES LIQUIDES ET DES GAZ

DILATATION DES SOLIDES

Coefficient de dilatation linéaire.— On appelle *coefficient de dilatation linéaire* d'une barre solide le nombre qui exprime l'allongement éprouvé par l'*unité de longueur* de cette barre lorsque sa température s'élève d'un degré.

$$l = l_0 (1 + \delta t)$$

l_0, longueur d'une barre à 0°.

δ, coefficient de dilatation linéaire.

La quantité $1 + \delta t$ a reçu le nom de *binôme de dilatation.*

Coefficient de dilatation cubique. — On appelle *coefficient de dilatation cubique*, l'accroissement que prend, dans le même cas, l'*unité de volume.*

Pour un même corps le coefficient de dilatation cubique est triple du coefficient de dilatation linéaire.

Tableau des dilatations des métaux et de divers autres corps solides

D'APRÈS M. H. FIZEAU (1)

(*Voir* plus loin la note explicative)

DÉSIGNATION DES SUBSTANCES	COEFFICIENT de dilatation linéaire $\alpha_{\theta} = 40°$	VARIATION du coefficient pour 1° $\frac{\Delta\alpha}{\Delta\theta}$	ALLONGEMENT de l'unité de longueur calculée de 0° à 100° $100\left(\alpha_{\theta=40°}+10\frac{\Delta\alpha}{\Delta\theta}\right)$
	0.000		0.00
Carbone (diamant)	00118	1,44*	0132
Charbon métallique (des cornues à gaz)	00540	1,10*	0551
Graphite (de Batongol)	00786	1,01*	0796
Anthracite (de Pensylvanie)	02078	−8,15	1906
Houille (de Charleroy)	02782	2,95	2811
Paraffine (de Rangoon), fusible vers 56 degrés	27854	99,21	//
Silicium (cristallin)	00276	1,46	0291
Soufre (de Sicile). Dilatation moyenne suivant l'angle 54°44' avec les trois axes du cristal	06413	33,48	6748
Sélénium (fondu)	03680	11,15	3792
Tellure (fondu)	01675	5,75	1732
Arsenic (sublimé, en cristaux	00963	2,81	0991
confus)	00767	0,90	0776
Osmium (demi-fondu)	00658	2,18	0679
Ruthénium (demi-fondu)	00963	2,81	0991
Ruthénium (poudr. compr.)	00767	0,90	0776
Palladium (forgé, recuit)	01176	1,32*	1189

(1) *Annuaire du Bureau des longitudes de Paris.*

DÉSIGNATION DES SUBSTANCES	COEFFICIENT de dilatation linéaire $\alpha_\theta = 40°$	VARIATION du coefficient pour 1° $\frac{\Delta\alpha}{\Delta\theta}$	ALLONGEMENT de l'unité de longueur calculée de 0° à 100° $100\left(\alpha_{\theta=40°}+10\frac{\Delta\alpha}{\Delta\theta}\right)$
	0,000		0.00
Rhodium (demi-fondu). . . .	00850	0,81*	0858
Iridium (fondu).	00683	0.94*	0693
Platine (fondu)	00905	1,06*	0916
Platine-iridium (fondu, Ir. = 0,08), métal du trépied à vis employé pour la mesure des dilatations	00882	0,76*	0890
Or (fondu).	01443	0.83*	1451
Argent fondu	01921	1,47*	1936
Cuivre rouge { natif (du lac Supérieur).	01690	1,83*	1708
Cuivre rouge { des arts . .	01678	2,05*	1698
Cuivre jaune (cuivre = 71,5 ; zinc = 27,7 ; étain = 0,3 ; plomb = 0,5)	01859	1,96*	1879
Bronze (cuivre = 86,3; étain = 9,7 ; zinc = 4,0).	01782	2,04*	1802
Nickel réduit par l'hydrogène et comprimé.	01279	0,71	1286
Cobalt réduit par l'hydrogène et comprimé.	01236	0,80	1244
Fer { doux, des arts	01210	1,85*	1228
Fer { réduit par l'hydrogène et comprimé	01188	2,05	1208
Fer météorique (de Caille) .	01095	1,75*	1113
Acier fondu (français) { trempé	01322	3,99	1362
Acier fondu (français) { recuit.	01101	1,24*	1113
Acier fondu (anglais), recuit.	01095	1,52*	1110
Fonte de fer (grise)	01061	1,37	1075
Bismuth cristalisé (rhomboèdre de 87°40') { α	01621	2,09	1642
Bismuth cristalisé (rhomboèdre de 87°40') { α	01208	3,11	1239
Bismuth cristalisé (rhomboèdre de 87°40') . . . . . . { dil. moy. calculée	01346	2,77	1374

DÉSIGNATION DES SUBSTANCES	COEFFICIENT de dilatation linéaire $\alpha_{\theta} = 40^\circ$	VARIATION du coefficient pour 1° $\frac{\Delta\alpha}{\Delta\theta}$	ALLONGEMENT de l'unité de longueur calculée de 0° à 100° $100\left(\alpha_{\theta=40^\circ}+10\frac{\Delta\alpha}{\Delta\theta}\right)$
	0.000		0,00
Antimoine cristallisé (rhomboèdre de 117°8') . . . . α	01692	—0,94	1683
α'	00882	1,34	0895
dil. moy. calculée	01152	0,58	1158
Étain de Malacca (poudre comprimée)	02234	3,51	2269
Indium (fondu)	04170	42,38	4594
Plomb (fondu)	02924	2,39*	2948
Thallium (fondu).	03021	11,41	3135
Zinc distillé (poudre comprimée).	02918	—1,27	2905
Cadmium distillé (poudre comprimée)	03069	3,26	3102
Aluminium (fondu).	02313	2,29*	2336
Magnésium (fondu).	02694	6,84*	2762
Glace (de Saint-Gobain) . . .	00777	1,58*	0793
Obsidienne (transparente) . .	00484	1,14*	0495
Iodure d'argent . . . . (fondu)	—00139	—1,40*	—0153
(poudre comprimée) . . .	—00137	—1.60*	—0153
Iodure de mercure (fondu).	02388	19.96	2588
Iodure de plomb (fondu) . .	03360	5,84	3418
Iodure de cadmium (fondu).	02916	17.43	3091
Bromure d'argent (fondu). .	03469	3,83*	3507

Tableau des dilatations de divers corps cristallisés

D'APRÈS M. H. FIZEAU

(*Voir* plus loin la note explicative)

NOMS DES SUBSTANCES		COEFFICIENT de dilatation linéaire $\alpha_{\theta = 40^o}$	VARIATION du coefficient $\frac{\Delta\alpha}{\Delta\theta}$
Étain oxydé (Cassitérite).	α	0,00000392	1,19
	α'	0,00000321	0.76
Acide titanique (Rutile).	α	0,00000919	2,25
	α'	0,00000714	1,10
Acide titanique (Anatase.	α	0,00000819	3,11
	α'	0.00000468	2,95
Diamant		0,00000118	1,44*
Quartz (Cristal de roche).	α	0,00000781	2,05*
	α'	0,00001419	2,38*
Corindon (Alumine)	α	0,00000619	2,05
	α'	0,00000543	2,25
Acide antimonieux (Senarmontite)		0.00001963	0,57
Acide arsénieux (octaédrique)		0 00004126	6,79
Fer oligiste	α	0.00000829	1,19
	α'	0 00000836	2,62
Fer oxydulé (Magnétite)		0,00000846	2,89
Franklinite		0,00000806	0,94
Zinc oxydé (Spartalite).	α	0,00000316	1,86
	α'	0,00000539	1,23
Magnésie (Périclase artificielle)		0.00001043	2,67
Cuivre oxydulé (Ziguéline)		0.00000093	2,10*
Plomb sulfuré (Galène)		0,00002014	0,54*
Zinc sulfuré (Blende)		0,00000670	1,28*
Pyrite cubique (Fer sulfuré jaune).		0,00000913	1,78*
Cobalt gris (Cobaltine)		0,00000919	1,70*
Cobalt arsenical (Smaltine)		0 00000919	1,64
Cuivre gris (d'Alais)		0,00000922	2,07
Cuivre gris (de Schwartz)		0,80000871	2,25
Cuivre gris (du Dauphiné)		0,00000733	2,34

Tableau des dilatations (suite)

NOMS DES SUBSTANCES		COEFFICIENT de dilatation linéaire $\alpha_0 = 40^\circ$	VARIATION du coefficient $\frac{\Delta\alpha}{\Delta\theta}$
Mang. sulf. (Alabandine de Nagyag)		0,00001519	2,17
Bisulfure de manganèse (Hauérite).		0,00001111	8,89
Sesquisulfure de cobalt (Linnæite)		0,00001037	1,59
Sulfo-antim. de nichel (Ullmannite)		0,00001112	— 0,15
Cuivre panaché (Phillipsite)		0,00001714	1'70
Pyrite magnétique	α	0,00000235	8,64
	α'	0.00003120	— 1,65
Sulfo-antimon. d'argent	α	0,00000091	10,52
(Argent rouge)	α'	0,00002012	— 2,31
Antimoine sulfuré dil. moy		0,00001528	2,16
Cinabre transparent . . .	α	0,00002147	1,51*
	α'	0,00001791	0,63*
Magnésie carbonatée	α	0,00002130	3,39
(Giobertite de Bruck) .	α'	0,00000599	2,43
Fer carbonaté magnésien	α	0.00001918	2,55
(Sidéroplésite)	α'	0,00000605	1,73
Dolomie de Traverselle .	α	0,00002060	3,68
	α'	0,00000415	1,93
Chaux carbonatée (Spath	α	0,00002621	1,60
d'Islande)	α'	—0,00000540	0,87
Arragonite	α	0.00003460	3,37
	α'	0,00001016	3,68
	α''	0,00001719	0,64
Chaux fluatée (Spath fluor)		0,00001911	2,88*
Baryte sulfatée, dil. moy		0,00001806	0,95
Strontiane sulfatée, dil. moy		0,00001754	1,15
Magnésie boratée (Boracite).		0,00000391	1,69
Sel gemme.		0,00004039	4,49
Chlorure de potassium.		0,00003803	5,15
Sel ammoniac.		0,00006255	29,75
Bromure de potassium.		0,00004201	9,78
Iodure de potassium.		0,00004265	16.76
Chlorure d'argent crist		0,00003294	12,23

Tableau des dilatations (Suite)

NOMS DES SUBSTANCES		COEFFICIENT de dilatation linéaire $\alpha_{\theta} = 40^o$	VARIATION du coefficient $\frac{\Delta\alpha}{\Delta\theta}$
Iodure d'argent crist. . .	α	−0,00000397	−4,27
	α'	0,00000065	1,38
Staurotide, dil. moy		0,00000708	3,15
Topaze blanche (de l'Australie	α	0,00000592	1,83
	α'	0,00000484	1,53
	α''	0,00000414	1,68
Tourmaline verte (du Brésil).	α	0,00000905	3,20
	α'	0,00000379	1,83
Idocrase (Vésuvienne de Wilui).	α	0,00000740	1.74
	α'	0,00000839	1,67
Grenat pyrope (de Bohême).		0,00000827	2,10
Grenat oriental (de l'Inde)		0,00000837	1,80
Grenat noble (du Groënland)		0,00000832	1,31
Grenat spessartine (de Haddam) . .		0,00000824	2,14
Grenat mélanite (de Frascati). . . .		0,00000734	1,43
Grenat mélanite (de Magnet-Cove) .		0,00000736	1,74
Grenat aplôme (de Saxe).		0,00000743	0,70
Grenat strié (d'Orsowa)		0,00000745	1,78
Grenat essonite (de Ceylan).		0,00000693	1,87
Grenat grossulaire (de Wilui). . . .		0,00000693	1,60
Grenat grossulaire (d'Oravitza) . . .		0,00000684	1,60
Spinelle (Rubis balais de Ceylan). .		0,00000593	1.95
Spinelle (Pléonaste de Warwich). .		0.00000603	1,97
Spinelle (Gahnite de Fahlun)		0,00000595	1,83
Spinelle (Kreittonite de Silberberg)		0,00000596	1,94
Cymophane (Chrysobéryl)	α	0,00000602	2,20
	α'	0,00000516	1,22
	α''	0,00000601	1,01
Émeraude (Béryl).	α	−0,00000106	1,14
	α'	0,00000137	1,33
Prénakite	α	0,00000379	2,13
	α'	0,00000299	2,30
Zircon	α	0,00000443	1,41
	α'	0,00000233	1,91

Tableau des dilatations (Suite)

NOMS DES SUBSTANCES		COEFFICIENT de dilatation linéaire $\alpha_{\theta} = 40^{\circ}$	VARIATION du coefficient $\frac{\Delta\alpha}{\Delta\theta}$
Feldspath (Orthose du St-Gothard), $D_o = 18^{\circ}48'$.	α	−0,00000203	1,28
	α'	0,00001905	1,06
	α''	−0,00000151	1,46
Epidote (du Brésil), $D_o = 34^{\circ}8'$	α	0,00000913	2,55
	α'	0,00000334	2,06
	α''	0,00001086	3,05
Pyroxène (Augite de Westerwald), $D_o = 53^{\circ}37'$.	α	0,00001386	0,76
	α'	0,00000272	0,76
	α''	0,00000791	2,08
Amphibole (Hornblende),	dil. moy.	0,00000866	2,02
Azurite (Chessylite de Chessy), $D_a = 29^{\circ}3'$ . .	α	0,00001259	2,03
	α'	0,00002081	//
	α''	−0,00000098	//
Gypse (Fer de lance de Montmartre), $D_a = 15^{\circ}2'$	α	0,00004163	9,36
	α'	0,00000157	1,09
	α''	0,00002933	3,43

NOTE EXPLICATIVE

$\alpha_{\theta} = 40^{\circ}$. Accroissement de l'unité de longueur pour 1° situé au point 40° de l'échelle centigrade du thermomètre, ou accroissement moyen pour 1° lorsque la moyenne θ entre les températures extrêmes est 40°.

$\frac{\Delta\alpha}{\Delta\theta}$. Variation du coefficient lorsque le degré moyen θ est plus élevé de 1° ; valeurs un peu incertaines.

Les substances marquées d'un astérisque doivent avoir fourni les dilatations les plus exactes.

α. *Premier axe de dilatation.* Suivant une direction quelconque, pour les cristaux du système cubique; suivant l'axe principal, pour les cristaux doués d'un axe principal de symétrie ; suivant la bissectrice de l'angle aigu formé par les axes optiques, pour les cristaux transparents orthorhombiques ; suivant la normale au plan de symétrie, pour les cristaux clinorhombiques.

α'. *Deuxième axe de dilatation.* Suivant une normale quelconque à l'axe principal, pour les cristaux doués d'un axe principal de symétrie ; suivant la bissectrice de l'angle obtus formé par les axes optiques, pour les cristaux transparents orthorhombiques; suivant une direction située dans le plan de symétrie et inclinée sur la base du prisme de l'angle D_a *dans l'angle aigu*, ou dans l'angle D_o *dans l'angle obtus* d'inclinaison du prisme, pour les cristaux clinorhombiques.

α''. *Troisième axe de dilatation.* Suivant la normale au plan des axes optiques, pour les cristaux transparents orthorhombiques ; suivant une direction située dans le plan de symétrie et normale au plan des premier et deuxième axes de dilatation, pour les cristaux clinorhombiques.

Exemple numérique. Dilatation, suivant l'axe, d'un cristal de quartz d'une longueur $l = 25^{mm}$ lorsque la température varie de $t = 12°$ à $t' = 48°$.

L'échauffement $t' - t = 36°$; le degré moyen

$\theta = \frac{t' + t}{2} = 30°$; il est inférieur de 10° au degré moyen $\theta = 40°$ adopté dans le Tableau. Il faut alors multiplier par 10 la variation du coefficient (deuxième colonne) et *retrancher* le produit obtenu de la valeur du coefficient α donné dans le tableau, pour avoir le coefficient α, correspondant au degré moyen $\theta = 30°$ (si le degré moyen était supérieur à 40°, le produit en question devrait être ajouté) ; on a ainsi :

$$\alpha, = 0{,}00000781 - 2{,}05 \times 10 = 0{,}00000760.5,$$

et la dilatation linéaire cherchée sera

$$l\,\alpha_1\,(t' - t) = 0^{mm},00684.$$

Quand les nombres de la Table offrent le signe —, ils entrent dans le calcul avec ce signe. Si la longueur l de la substance a été mesurée à une température un peu différente de la température inférieure t, la différence qui en résulterait dans le calcul est négligeable.

Remarque. — Les valeurs du Tableau peuvent être introduites dans la formule ordinaire

$$l_t = l_0\,(1 + at + bt^2),$$

en observant que l'on a :

$$a = \alpha_\theta = 0 \quad \text{et} \quad b = \frac{1}{2}\frac{\Delta\alpha}{\Delta\theta}.$$

Dilatation suivant une direction quelconque, faisant les angles b, b', b'' avec les trois axes de dilatation :

$$\alpha_n = \alpha \cos^2 b + \alpha' \cos^2 b' + \alpha'' \cos^2 b'',$$

ou, dans le cas de deux dilatations principales,

$$\alpha_n = \alpha \cos^2 b + \alpha' \sin^2 b.$$

Dilatation cubique. Elle s'obtient au moyen de la dilatation linéaire de la manière suivante :

1° Pour les substances à une seule dilatation, ou dont la dilatation moyenne est seule connue, on prend :

$$\alpha^{cub} = 3\ \alpha\ ;$$

2° Pour les cristaux à deux dilatations principales :

$$\alpha^{cub} = \alpha + 2\ \alpha'\ ;$$

3° Pour les cristaux à trois dilatations principales :

$$\alpha^{cub} = \alpha + \alpha' + \alpha''.$$

Dans le cas de très grandes dilatations (acide arsénieux) et de grands intervalles de températures (200°), ces formules cessent d'être applicables, les termes négligés comme étant du second ordre devenant alors sensibles.

Coefficient de dilatation cubique du verre

(REGNAULT)

	Intervalle de température	Dilatation moyenne pour 1 degré
Cristal de Choisy-le-Roi	0° à 50°	0,0000227
	0 à 100	0,0000228
	0 à 150	0,0000230
	0 à 200	0,0000231
	0 à 250	0,0000232
	0 à 300	0,0000233
	0 à 350	0,0000234
Verre ordinaire	0 à 50	0,00002687
	0 à 100	0,00002761
	0 à 150	0,00002835
	0 à 200	0,00002908
	0 à 250	0,00002982
	0 à 300	0,00003056
	0 à 350	0,00003131

Dilatation des diverses espèces de bois entre 2° et 34°

(E. VILLARI)

Les coefficients suivants sont exprimés en millioniémes.

	Perpendiculairement aux fibres	Parallèlement aux fibres
Buis	61,4	2,6
Sapin	58,4	3,7
Chêne	54,4	4,9
Orme	44,3	5,6
Peuplier	36,5	3,8
Noyer	48,4	3,5
Pin	34,1	5,4
Châtaigner	32,5	6,5

Coefficient de dilatation cubique du verre entre 0° et 100°

(Regnault)

Verre blanc de soude	0,000025839
— de potasse.	0,000022850
— de potasse et de soude	0,000025470
— en tube.	0,000026480
— en boule 46 mm. de diamètre. .	0,000025920
— — 33 — —	0,000025140
Verre vert en tube.	0,000022990
— en boule de 36 mm. de diamètre.	0,000021320
Verre de Suède en tube	0,000023630
— en boule de 34 mm. de diamètre.	0,000024410
Verre inf. français en tube	0,000021420
— en boule de 32mm de diam.	0,000022420
Verre ordinaire	0,000024310
Cristal en tube.	0,000021010
— en boule de 39 mm. de diamètre. . .	0,000023300
— de Choisy-le-Roi.	0,000022800

Modification apportée par le passage du courant à la longueur d'un fil conducteur

(H. Streintz, 1873)

Les observations ont porté sur des fils de laiton, de cuivre, de platine, de fer et d'acier, ayant un demi-millimètre environ de diamètre et 530 mm. à 535 mm. de longueur.

Tous ces fils, excepté ceux d'acier trempé, ont montré un excès de dilatation marqué, sous l'action du courant ; cet excès a varié suivant les différents fils de 11 °/₀ à 27 °/₀ de la dilatation du fil sous l'action

de la chaleur seule lorsqu'il était porté de la température ordinaire, soit 20° environ, à la température fixe de 55°,5. Appelant *r* le rapport de la dilatation électrique à la dilatation calorifique dans les limites de température indiquée l'on a obtenu :

Métal	*r*	Métal	*r*
Laiton dur. . .	+ 0,145	Fer dur	+ 0,125
Cuivre dur. . .	+ 0,154	— dur	+ 0,141
— dur. . .	+ 0,192	Acier mou . . .	+ 0,215
— mou. . .	+ 0,112	— dur . . .	+ 0,008
Platine dur. . .	+ 0,255	— — . . .	+ 0,029
Fer mou. . . .	+ 0,273	— — . . .	+ 0,029
— mou. . . .	+ 0,178		

Les valeurs si différentes de *r* obtenues avec les différents fils montrent qu'il n'y a pas de relation entre le phénomène étudié et le coefficient de dilatation calorifique.

En résumé :

1° Le courant galvanique n'apporte d'autre modification à l'élasticité d'un fil conducteur que celle qui résulte de l'élévation de température produite.

2° Sous l'action du courant le conducteur se dilate plus que lorsqu'il est porté à la même température sans courant ; l'acier trempé seul ne présente pas cet excès de dilatation.

3° La dilatation galvanique ne se manifeste pas à l'instant même de la fermeture du courant, mais graduellement comme la dilatation calorifique.

4° La dilatation galvanique ne doit pas être la conséquence d'une répulsion électro-dynamique, mais résulte probablement d'une polarisation calorifique, soit d'une orientation des vibrations calorifiques.

DILATATION DES LIQUIDES

Dilatation apparente. — C'est l'accroissement de volume que prend un liquide renfermé dans une enveloppe qui se dilate moins que lui.

Dilatation absolue. — C'est l'augmentation réelle que prend le volume d'un liquide, abstraction faite de toute dilatation de l'enveloppe.

Coefficients de dilatation de quelques liquides

(I. Pierre et H. Kopp)

Formule : $V = 1 + at + bt^2 + ct^3$

	a	*b*	*c*
	0,00	0,00000	0,0000000
Acétone	+ 13481	+ 26090	+ 105683
Acide azotique (D = 1,40)	11	»	»
— chlorhyd. (D = 1,24)	06	»	»
— sulfuriq. (D = 1,85)	06	»	»
— formique	09927	062514	05965
— acétique.	1057	01832	09644
— propionique . . .	11003	02182	0698
— butyrique	10461	+ 05624	0542
— valérique	10476	— 0240	08247
— acétique anhydre .	1053	+ 18389	007917
Alcool méthylique . . .	1134	13635	08741
— éthylique	10414	+ 07836	1762
— amylique	09724	— 08565	2022
— benzilique. . . .	07873	+ 0513	02725
Aldéhyde.	15464	69745	»

Coefficients de dilatation de quelques liquides
(Suite)

	a 0,00	*b* 0,00000	*c* 0,0000000
Aniline	08173	09191	00628
Benzine	11763	+ 12776	08065
Brome.	10382	— 11714	0545
Bromure (tri) de phosphore.	08472	+ 04367	02523
— (bi) d'éthylène (1).	09527	13165	+ 01067
Chloroforme.	1107	+ 46647	— 174432
Chlorure (per) de carbone.	11838	— 08988	+ 13513
— (bi) —	10026	— 03728	15934
— (per) d'étain . .	11328	+ 09117	07579
— (bi) d'éthylène .	11189	+ 104686	10341
— (bi) d'éthylidène.	12907	— 01183	2134
Essence de térébenthine .	07	»	»
Ether	14803	+ 35032	+ 27
Ether amylchlorhydrique .	11715	— 05008	+ 13537
— éthyl-acétique. . .	12738	+ 21914	11797
— benzoïque	093094	— 006343	050
— bromhydrique. . .	13376	+ 15014	169
— carbonique	11711	0526	0985
— iodhydrique . . .	114225	19638	0621
— oxalique.	10688	08417	0473
— méthyl-iodhydrique.	119959	216332	1005
Huile d'olive ou de lin. .	08	»	»
Naphtaline	0747	18095	»
Nitrobenzine	08263	05225	+ 01378
Pétroles (moyenne) . . .	07 à 1	»	»
Phénol	06744	1721	— 05041
Solution saturée de ClNa.	05	»	»
Sulfure de carbone . . .	11398	137065	+ 19122
Chlorure de phosphore (tri).	11286	+ 08729	0,000017923

(1) t = la température centigrade — 20°.

Coefficient de dilatation cubique du mercure

Absolu entre 0° et 100° K $= \frac{1}{5550} = 0,000180180.$

Apparent dans le verre $\frac{1}{6480} = 0,0001544.$

Table de corrections pour la température de l'eau

(Despretz)

Températures	Vol. (1 + δ)	Températures	Vol. (1 + δ)
0° . . .	1,0001269	17 . . .	1,0012067
1 . . .	1,0000730	18° . . .	1,0013900
2 . . .	1,0000331	19 . . .	1,0015800
3 . . .	1,0000083	20 . . .	1,0017900
4 . . .	1	21 . . .	1,0020000
5 . . .	1,0000082	22 . . .	1,0022200
6 . . .	1,0000309	23 . . .	1,0024400
7 . . .	1,0000708	24 . . .	1,0027100
8 . . .	1,0001216	25 . . .	1,0029300
9 . . .	1,0001879	26 . . .	1,0032100
10 . . .	1,0002684	27 . . .	1,0034500
11 . . .	1,0003578	28 . . .	1,0037400
12 . . .	1,0004724	29 . . .	1,0040300
13 . . .	1,0005862	30 . . .	1,0043300
14 . . .	1,0007146	31 . . .	1,0046300
15 . . .	1,0008751	100 . . .	1,0431500
16 . . .	1,0010215		

Pour les fractions de degré, on calcule la dilatation en admettant qu'elle est proportionnelle à la

température dans l'intervalle de 1°. Par exemple, pour avoir la dilatation, x, de 4° à 8°,6 on écrira : 8°,6 : 8° : : x : 0,0001216, le dernier nombre représentant la dilatation de 4° à 8°.

Dilatation des solutions d'acide tartrique

(Gerlach)

Températures	Solution à 25 p. cent	Solution à 50 p. cent
0°	1,0000	1,0000
10	1,0935	1,0049
20	1,0076	1,0105
30	1,0122	1,0165
40	1,0173	1,0227
50	1,0226	1,0289
60	1,0286	1,0354
70	1,0350	1,0426
80	1,0417	1,0500
90	1,0484	1,0573
100	1,0551	1,0647

La solution d'acide tartrique à 25 p. 100, bout à 162°,2 et celle à 50 p. 100, bout à 106°,7.

DILATATION DES GAZ

Loi de Gay-Lussac. — *Tous les gaz ont le même coefficient de dilatation, et ce coefficient est indépendant de la pression qu'ils supportent.*

Cependant il résulte des expériences de Regnault :

1° Que les différents gaz présentent des coefficients de dilatation très notablement différents ;

2° Que l'on n'obtient pas la même valeur pour ces coefficients, suivant qu'on les détermine par l'observation directe de l'augmentation de volume, que subit une même masse de gaz dont la force élastique reste constante, ou suivant qu'on la déduit par le calcul, de l'observation des forces élastiques que présente un même volume de gaz dont on élève la température.

Voici les nombres obtenus pour l'expression du coefficient de dilatation moyen entre 0° et 100° :

Coefficient de dilatation de quelques gaz entre 0° et 100°

(Regnault)

	Volume constant (1)	Pression constante (2)
Air atmosphérique	0,3665	0 3670
Hydrogène	0,3667	0,3661
Azote	0,3668	0,3670
Oxyde de carbone	0,3667	0,3669
Acide carbonique	0,3688	0,3710
Protoxyde d'azote	0,3676	0,3719
Acide sulfureux	0,3845	0,3903
Cyanogène	0,3829	0,3877

Coefficient
de dilatation de l'acide hypoazotique gazeux

(Deville et Troost)

Températures	Coefficients de dilatation	Températures	Coefficients de dilatation
26°,7 . . .	0,00888	90°	0,00531
35 ,4 . . .	0,01008	100 ,1 . . .	0,00441
39 ,8 . . .	0,01215	111 ,3 . . .	0,00422
49 ,6 . . .	0,01207	121 ,5 . . .	0,00378
60 ,2 . . .	0,01137	135 ,0 . . .	0,00369
70	0,00946	154 ,0 . . .	0,00367
80	0,00781	183 ,2 . . .	0,00367

Coefficient de dilatation du gaz acide sulfureux

(Amagat)

0° à 10° . .	0,00413	150°. . . .	0,003718
25°. . . .	0,00394	200°. . . .	0,003695
50°. . . .	0,003846	250°. . . .	0,003685
100°. . . .	0,003757		

Le coefficient de dilatation de l'air étant = 0,00367.

CHAPITRE V

PHÉNOMÈNES CAPILLAIRES — DIALYSE — DIFFUSION OSMOSE — TENSION SUPERFICIELLE DES LIQUIDES

ENDOSMOSE ET EXOSMOSE

Dutrochet a donné le nom d'*endosmose* (courant entrant) et d'*exosmose* (courant sortant), au mélange de deux liquides primitivement séparés par une membrane organique qui, livrant un passage plus facile à l'un qu'à l'autre, détermine une accumulation plus considérable et un niveau plus élevé dans l'un des compartiments.

Graham a désigné ce transport sous le nom d'*osmose* et il appelle *force osmotique* la cause qui le produit.

DIALYSE

Lorsqu'on interpose une membrane, ou diaphragme, entre de l'eau distillée et une substance dissoute dans l'eau, il arrive que si la substance en question est cristallisable, comme le sont les chlorures, les azotates, le sucre, l'urée, etc., cette substance passera au travers de la membrane dans l'eau distillée, en vertu de sa propriété de diffusion ; mais si, au contraire, la subs-

tance contenue dans l'eau est une de celles qui ne peuvent pas cristalliser, telles que la gélatine, l'albumine, la gomme ou le caramel, alors elle ne passera qu'en très petite quantité parce que sa diffusibilité est extrêmement faible.

Graham (1861) a désigné les premières de ces substances sous le nom de *cristalloïdes*, et les secondes sous celui de *colloïdes*, la colle ou gélatine étant prise comme type.

La dialyse est donc la séparation des substances colloïdes et cristalloïdes effectuée par diffusion au travers d'un diaphragme colloïde.

Graham a trouvé que, pour une couche liquide de 1 centimètre sur le dialyseur, le diaphragme étant fait d'un décimètre carré de papier parcheminé, des dissolutions contenant 2 grammes de matière sèche pour 100 grammes d'eau ont laissé diffuser dans l'eau extérieure en 24 heures et à la température de 12° les quantités de matière sèche suivantes :

Composés	Poids	Rapports.
Chlorure de sodium . . .	1,657 gr.	1
Acide picrique	1,690	1,020
Ammoniaque	1,404	0,847
Théine	1,166	0,703
Salicine	0,835	0,503
Sucre de canne	0,783	0,472
Amygdaline	0,517	0,311
Extrait de quercitron . . .	0,305	0,184
Extrait de campêche . . .	0,280	0,168
Cachou	0,265	0,159
Extrait de cochenille . . .	0,086	0,051
Acide tannique	0,050	0,030
Extrait de tournesol . . .	0,033	0,019
Caramel épuré	0,009	0,005

Dialyse sur papier parcheminé pendant 24 heures

(GRAHAM 1861)

Température = 10°.

Solution à 10 pour cent.	Vitesse de diffusion (1)	Endosmose en 24 h.
Gomme arabique	0,004	0,263
Glucose.	0,226	0,894
Sucre de canne	0,214	0,805
Sucre de lait	0,185	0,786
Mannite.	0.340	0,926
Glycérine	0,440	0,926
Alcool	0,476	0,400
Sucre de fécule	0,284	0,884
Chlorure de sodium . . .	1	1

Dialyse effectuée en 24 heures à une température de 10° à 15°.

Solutions à 10 p. 100	Sur papier parcheminé	Sur mucus animal
Gomme arabique . .	0,029	0,023
Glucose	2,000	1,821
Sucre de canne . . .	1.607	1,753
Sucre de lait	1,387	1.328
Mannite.	2,621	1,895
Glycérine	3,300	2,354
Alcool	3,570	2,900
Chlorure de sodium .	7.500	5,054

(1) Mesuré par le poids sorti en 24 heures.

Dialyse sur papier parcheminé pendant 24 heures à la température de 12°

(GRAHAM 1861)

Solutions renfermant 2 p. 100	Poids de la substance diffusée en grammes	Proportion de la substance diffusée
Chlorure de sodium. . .	1,657	1
Acide picrique	1,690	1,020
Ammoniaque	1,404	0,847
Theine	1,766	0,763
Salicine	0,835	0,503
Sucre de canne	0,783	0,472
Amygdaline	0,517	0,311
Extrait de quercitron . .	0,305	0,184
Extrait de logwood . . .	0,280	1,168
Cachou	0,265	0,159
Extrait de cochenille . .	0,086	0,051
Acide tannique	0,050	0,030
Extrait de tournesol . .	0,033	0,019
Caramel purifié	0,009	0,005

Tableau comparatif des propriétés des cristalloïdes et des colloïdes

(TERQUEM)

Cristalloïdes	Colloïdes solubles
Solubilité limitée dans l'eau dépendant de la température.	Soluble dans l'eau en toute proportion formant avec ce liquide des gelées plus ou moins solides suivant la température et la quantité d'eau employée.

Tableau comparatif des propriétés des cristalloïdes et des colloïdes (*Suite*)

Cristalloïdes	Colloïdes solubles
Forme polyédrique à l'état solide.	Forme indéterminée, à l'état anhydre, dépendant de la forme du vase dans lequel le corps a été desséché.
Etat stable.	Etat instable, présentant des modifications isomériques.
Composition simple, comme les composés inorganiques.	Composés organiques habituellement de constitution très complexe, exceptionnellement inorganiques.
Grand coefficient de diffusion dans l'eau pure, ou contenant déjà en dissolution un autre cristalloïde ou un colloïde, avec quelques changements de ce coefficient dans ce dernier cas.	Faible coefficient de diffusion dans l'eau et presque nul, quand elle renferme déjà en dissolution un autre colloïde.

Etat osmométrique de diverses substances à l'égard de l'eau distillée

Composés	Hauteur osmométrique trouvée par Graham (1)	Etat électrique trouvé par Becquerel par rapport à H^2O
Acide oxalique	— 148 millim.	+
— chlorhydrique (0,1 p. 100).	— 92 »	+
Chlorure aurique.	— 54 »	+
— stannique	— 46 »	+
— platinique	— 30 »	+

(1) Osmose produit par les diverses substances mises en dissolution dans la membrane à la dose de 1 pour 100.

Etat osmométrique de diverses substances à l'égard de l'eau distillée *(Suite)*

Composés	Hauteur osmométrique trouvée par Graham	Etat électrique trouvé par Becquerel par rapport à H^2O
Azotate de magnésium	— 22 »	—
Chlorure de magnésium . . .	— 2 »	+
— de sodium.	+ 12 »	+
— de potassium. . . .	18 »	+
Azotate de sodium	14 »	—
— d'argent	34 »	+
Sulfate de potassium	21 à 60 »	—
— de magnésium	14 »	—
Chlorure de calcium	20 »	+ ?
— de baryum	21 »	+ ?
— de strontium	26 »	+ ?
— de cobalt	26 »	+
— de manganèse . . .	34 »	+
— de zinc	45 »	+
— de nickel	88 »	+
Azotate de plomb.	204 »	+
— de cadmium.	137 »	+
— d'uranium	458 »	+
— de cuivre	204 »	+
Chlorure de cuivrique	351 »	+
— stanneux	289 »	+
— ferreux.	435 »	+
— mercurique	121 »	+
Azotate mercureux	450 »	+
— mercurique.	476 »	+
Acétate ferrique	194 »	+
— aluminique.	393 »	+
Chlorure d'aluminium	540 »	+
Phosphate de sodium	311 »	+
Carbonate de potassium . . .	439 »	+

Ces sels se diffusent en général quatre fois plus vite de leurs solutions aqueuses que de leurs solutions alcooliques.

DIFFUSION

On nomme ainsi le phénomène par lequel certains liquides, mis en présence, se pénètrent mutuellement de manière à se mélanger.

Diffusion de quelques substances

Le tableau suivant indique la quantité de chlorure de sodium, de sucre, de gomme et de tannin, renfermée dans 16 couches du liquide décantées successivement. La dissolution renfermait 10 p. 100 de la substance, savoir 10 grammes dissous dans 100 centimètres cubes de liquide, et la diffusion avait duré 14 jours à une température de 10°.

(Graham 1861)

Ordre des couches de haut en bas	Chlorure de sodium	Sucre	Gomme	Tannin
1	0,104	0,005	0,003	0,003
2	0.129	0,008	0,003	0,003
3	0,162	0,012	0.003	0,003
4	0,198	0,016	0,004	0,004
5	0,267	0,030	0,003	0,005
6	0,340	0,059	0,004	0,007
7	0,429	0,102	0,006	0,017
8	0,535	0,180	0,031	0,031
9	0,654	0,305	0,097	0,069
10	0,766	0,495	0.215	0,145
11	0,881	0,740	0,407	0,288
12	0,991	1,075	0,734	0,556
13	1,090	1,435	1,157	1,050
14	1.187	1.758	1,731	1,719
15 et 16	2,266	3,783	5,601	6,097
	9,999	10,003	9,999	9,997

Le tableau suivant fournit la différence comparative du chlorure de sodium et du sulfate de sodium dans une solution composée de 5 pour 100 de ClNa et de 5 pour 100 de SO^4Na^2, abandonnée pendant 7 jours à la température de 10° à 11°.

(GRAHAM, 1861)

Ordre des couches	Poids du Chlorure de sodium en grammes	Poids du sulfate de sodium anhydre en grammes	Diffusion totale en grammes
1	0,009		0,009
2	0,013	0,001	0,014
3	0,024	0,002	0,026
4	0,038	0,003	0,041
5	0,060	0,006	0,066
6	0,095	0,012	0,107
7	0,141	0,029	0,170
8	0,203	0,059	0,262
9	0,278	0,115	0,393
10	0,360	0,205	0,595
11	0,373	0,317	0,790
12	0,560	0,507	1,067
13	0,637	0,694	1,331
14	0,718	0,909	1,627
15 et 16	1,390	2,141	3,531
	4,999	5,000	9,999

Diffusion de 5 p. 100 de chlorure de sodium et 5 p. 100 de sulfate de sodium anhydre pendant 7 jours, à 10°.

Ordre des couches	Chlorure de sodium	Sulfate de sodium	Diffusion totale
1	0,009 gr.	»	0,009 gr.
2	0,013	0,001 gr.	0,014
3	0,024	0,002	0,026
4	0,038	0,003	0,041
5	0,060	0,006	0,066
6	0,095	0,012	0,107
7	0,141	0,029	0,170
8	0,203	0,059	0,262
9	0,278	0,115	0,393
10	0,360	0,205	0,565
11	0,373	0,317	0,790
12	0,560	0,507	1,067
13	0,637	0,694	1,331
14	0,718	0,909	1,627
15 et 16	1,390	2,141	3,531

iffusion d'une dissolution au dixième de chlorure de sodium dans un mélange de gélatine ou de gélose pris en gelée, pendant 8 jours à 10°.

((Graham, 1861)

Ordre des couches	Matières diffusées en grammes	Ordre des couches	Matières diffusées en grammes
1	0,015	9	0,486
2	0,015	10	0,630
3	0,026	11	0,996
4	0,035	12	1,172
5	0,082	13	1,190
6	0,130	14	1,203
7	0,212	15 et 16	3,450
8	0,350		

Diffusion de solutions à 10 p. 100 dans l'eau pure après 14 jours, à 10 degrés centigrades, exprimée en grammes, la quantité totale de corps mis en expérience étant 10 grammes.

(Graham)

Ordre des couches de haut en bas	Chlorure de sodium	Sucre	Gomme	Tannin
1	0,104	0,005	0,003	0,003
2	0,129	0,008	0,003	0,003
3	0,162	0,012	0,003	0,004
4	0,198	0,016	0,004	0,003
5	0,267	0,030	0,003	0,005
6	0,340	0,059	0,004	0,007
7	0,429	0,102	0,006	0,017
8	0,535	0,180	0,031	0,031
9	0,654	0,305	0,097	0,069
10	0,766	0,495	0,215	0,145
11	0,881	0,740	0,407	0,288
12	0,991	1,075	0,734	0,556
13	1,090	1,435	1,157	1,050
14	1,187	1,758	1,731	1,714
15 et 16	2,266	3,783	5,601	6.094

Viscosité des gaz à de très faibles pressions

Graham et Crookes

Air	1,000	1,000
Oxygène	1,1099	1,1185
Azote	0,971	0,9715
Oxyde de carbone	0,971	0,9716
Acide carbonique	0,807	0,9201
Hydrogène	0,4855	0,4439

Pénétration du caoutchouc par différents gaz

(Graham, 1866)

Le tableau suivant indique les temps employés par un volume constant de différents gaz à pénétrer à travers le caoutchouc, l'acide carbonique étant pris comme unité.

	Temps
Acide carbonique	1
Hydrogène	2,470
Oxygène	5,316
Gaz des marais (CH^4)	6,326
Air atmosphérique	11,850
Oxyde de carbone	12,203
Azote	13,585

Ou en supposant les temps égaux, le volume de chaque gaz qui aura passé exprimera la vitesse de la pénétration.

	Vitesse
Azote	1
Oxyde de carbone	1,133
Air atmosphérique	1,149
Gaz des marais	2,148
Oxygène	2,556
Hydrogène	5,500
Acide carbonique	13,585

Vitesse de transpiration des gaz

(Graham)

Oxygène.	1
Chlore	1,5
Hydrogène.	2,26
Vapeur d'éther à basse températ.	2,26 (environ)
Azote et oxyde de carbone . . .	1,1
Ethylène, ammoniaque et cyanogène	2,0
Acide carbonique	1,376
Hydrure de méthyle	1,815

Temps employé pour le passage moléculaire à travers une plaque de graphite de 0,5mm d'épaisseur.

1° *sous une pression de 10cm de mercure*

	T (1)	R (2)
Oxygène	1	1
Acide carbonique. . . .	1,1886	1,1760
Hydrogène	0,2472	0,2502

2° *sous une pression de 76cm de mercure :*

Oxygène	1	1
Acide carbonique . . .	1,186	1,176
Hydrogène	0,2505	0,2502
Air	0,9501	0,9507

(1) Temps employés.
(2) Racine carrée de la densité ; celle de l'oxygène. = 1

Coefficients d'interdiffusion des gaz

(Loschmidt)

Acide carbonique et air.		0,1423
—	hydrogène	0,5614
—	oxygène	0,1409
—	gaz des marais	0,1586
—	oxyde de carbone	0,1406
—	protoxyde d'azote	0,0982
Oxygène et hydrogène		0,7214
—	oxyde de carbone	0,1802
Oxyde de carbone et hydrogène		0,6422
Acide sulfureux		0,4800

Ces valeurs sont en fonction du centimètre et de la seconde.

Passage des gaz au travers des membranes liquides

(Exner, 1876)

La vitesse théorique de diffusion est $\frac{c}{\sqrt{d}}$· d étant la densité du gaz et c une constante dépendant de la nature du gaz. Cette formule est vérifiée par l'expérience.

En représentant par 1 la vitesse qui convient à l'air et à une lame d'eau savonneuse, on a :

Azote	0.86
Oxygène	1,95
Gaz d'éclairage.	2,27
Hydrogène	3,77
Oxyde de carbone.	47,00
Acide sulfhydrique	165,00
Ammoniaque	460,00

En substituant à la lame d'eau de savon une lame d'huile de lin non cuite J. Pranghe (1877) a obtenu les résultats suivants :

	α	$\frac{c}{\sqrt{\delta}}$
Gaz d'éclairage	2,76	0,12629
Acide carbonique . . .	16,78	0,86455
Hydrogène.	2,85	0,01180
Oxygène	1,78	
Protoxyde d'azote . . .	16,80	1,29481

Le rapport de α à $\frac{c}{\sqrt{\delta}}$ varie d'un gaz à l'autre : si l'on applique à ce cas, la théorie de Bunsen relative à la diffusion à travers les diaphragmes poreux, on constate qu'elle donne des résultats d'accord avec l'expérience, tandis qu'avec l'eau de savon, la diffusion suit la loi d'Exner.

Diffusion des vapeurs à travers les lames liquides

Exner a établi précédemment que la vitesse de diffusion d'un gaz à travers une lame d'eau de savon est proportionnelle à $\frac{c}{\sqrt{\delta}}$, δ étant la densité du gaz, c le coefficient de solubilité du gaz dans le liquide ; la même loi s'applique aux vapeurs.

Les vitesses de diffusion sont :

	Calculées	Observées	
Air.	1,00	»	
Sulfure de carbone	3,9	3,8	
Chloroforme	3,3	3,5	
Alcool	0,98	1,0	
Benzine	0,13	0,11	
Essence de térébenthine . .	0,003	1	(?)
Ether.	2,53	5,0	

La loi paraît donc exacte, sauf pour l'éther.

Coefficients de frottement des gaz.

(O-E. Meyer et F. Springmuhl, 1873)

Température = 15°.

	Coefficients de transpiration	Coefficients de frottement
Oxygène.	1,000	0,000212
Air	0,899	190
Azote	0,873	184
Acide carbonique . .	0,755	160
Acide chlorhydrique .	0,736	156
Chlore	0,687	147
Gaz des marais . . .	0,555	120
Ethylène	0,516	109
Ammoniaque	0,511	108
Hydrogène.	0,439	0,93

Les coefficients de frottement des gaz ont été calculés à l'aide des coefficients de transpiration dus à Graham et corrigés d'après les dernières recherches de Maxwell.

PHÉNOMÈNES CAPILLAIRES

Loi de Jurin. — Différents tubes capillaires étant plongés dans un liquide qui en mouille les parois, les hauteurs, auxquelles parvient le liquide varient en raison inverse du diamètre de ces tubes, tant que ce diamètre ne dépasse pas 2mm.

Constantes de capillarité des corps fondus

(G. Quincke, 1868)

Dans le tableau suivant la constante de capillarité de l'eau a été déduite de la hauteur à laquelle elle s'élève dans des tube de verre de 5^{mm} de diamètre, celle du mercure du poids des gouttes de mercure. Enfin pour le soufre, l'auteur a pris la valeur indiquée par Frankenheim, pour la cire la valeur donnée par Wertheim.

Ce tableau contient outre les valeurs de α celles de a^2 et de a, a étant la hauteur à laquelle un liquide ou un corps fondu s'élève contre une paroi qu'il mouille. Ces différentes valeurs de a ont été déduites de α par la formule :

$$a^2 = \frac{2\alpha}{\beta}$$

β étant le poids spécifique de la substance considérée à son point de fusion. Quincke a évalué lui-même les poids spécifiques à 0° des différentes substances sur lesquelles il a opéré, puis il en a déduit les valeurs de β et celles de a, lesquelles cependant ne sont exactes qu'approximativement par le fait de l'incertitude qui règne encore sur le coefficient de dilatation d'un certain nombre de ces substances, sur la température de leur fusion, et la dilatation qu'elles subissent pendant cette fusion.

Constantes de capillarité des corps fondus

Substances	Point de fusion	β_0	β	α en mg.	a^2 m.m.	a millimètres
Platine	2000°	20,033	18,915	169,04	17,86	4,227
Palladium	1950	11,4	10,8	136,4	25,26	5,026
Or	1200	18,002	17,099	100,22	11,71	3,423
Zinc (dans CO^2)	360	7,119	6,900	87,68	25,42	5,042
Zinc (dans l'air)	360	7,119	6,900	82,79	24	4,899
Cadmium (dans CO^2)	320	8,627	8,394	70,65	16,84	4,103
Etain	230	7,267	7.144	59,85	16,75	4,094
Mercure	− 40	13,596		58,79	8,646	2,941
Plomb (dans CO^2)	+ 330	11,266	10,952	45,66	3,339	2,887
Argent	1000	10,621	10,002	42,75	8,549	2,923
Bismuth (dans CO^2)	265	9,819	9,709	38,93	8,019	2,831
Potassium (id.)	58	0,865		(37,09)	85,74	8,768
Sodium (id.)	90	0,972		25,75	52,97	7,278
Antimoine (id.)	432	6,620	6.528	24,92	7,635	2,764
Borax	1000	2,6	2,5	21,60	17,28	4,254
Carbonate de sodium	1000	2,509	2,45	20,96	17,11	4,136

Acide phosphorique . . .		2.502	2,45	20,57	16,79	4,098
Chlorure d'argent		5,55	5,5	19,01	6,911	2,629
Verre.	1100	2,452	2,380	18,09	15,21	3,899
Carbonate de potassium . .	1200	2,300	2,2	16,33	14,82	3,846
Chlorure de calcium . . .		2,219	2,15	15,31	14,24	3,774
Chlorure de lithium . . .		1,998		12,07	12,10	3,478
Chlorure de sodium . . .		2,092	2,04	11,63	11,40	3,377
Acide borique	1300	1,83	1,75	10,69	12,22	3,495
Azotate de potassium . . .	339	2,059	2 04	9,954	9,759	3,124
Chlorure de potassium . .		2,932	1,870	9,516	10,18	3,19
Eau	0	1	1	8	16	4
Sélénium	217	4,3	4,2	7,180	3,419	1,849
Brome	— 21	3,187	3,25	6,328	3,895	1,973
Soufre	+ 111	2,033	1,966	4,207	4,280	2,068
Phosphore	43	1,936	1.833	4,194	4,575	2,140
Cire	68	0,963		3,40	7,061	2.657

Quincke a déduit du tableau ci-dessus la loi suivante :

Lorsque des métaux fondus ou d'autres substances s'écoulent goutte à goutte de tubes qui ont le même diamètre, les volumes de ces gouttes sont entre eux comme les nombres simples 1, 2, 3 etc.

Tableau de la tension superficielle et du coefficient capillaire des métaux fondus

(QUINCKE)

Substances	Températures de fusion	Densités	Tensions superficielles	Coefficients capillaires
Potassium. .	58°	0,865	37,09	85,74
Sodium. . .	90	0,972	25,75	52,97
Palladium. .	1950	10,8	136,4	25,26
Zinc. . . .	360	6,9	87,68	25,42
Fonte . . .	1200	7,5	101,6	27,14
Or pur . . .	1200	17,099	131,5	15,39
Argent . . .	1000	10,002	79,75	15,94
Cuivre . . .	1090		59,2	14,44
Platine . . .	2000	18,915	169,4	17,86
Cadmium . .	320	8,394	70,65	16,84
Etain. . . .	230	7,144	59,85	16,75
Mercure . .	— 40	13,596	58,79	8,646
Plomb . . .	+ 330	10,952	45,66	8,339
Bismuth . .	265	9,709	38,93	8,019
Antimoine. .	432	6,528	24,92	9,635
Sélénium . .	217	4,2	7,180	3,419
Brome . . .	— 20	3,25	6,328	3,895
Soufre . . .	+ 111	1,966	4,207	4,280
Phosphore. .	43	1,833	4,194	4,575

Modules capillaires

Valson (1870) a énoncé les lois suivantes applicables aux dissolutions salines :

1° Le module d'un radical *métallique* est constant et indépendant du radical métalloïdique auquel il est associé ;

2° Le module d'un radical *métalloïdique* est constant et indépendant du radical métallique auquel il est associé ;

3° Si les deux radicaux changent à la fois, le module total est égal à la somme des deux modules partiels.

Tables des modules de capillarité des dissolutions salines

(Valson 1870)

Radical métallique

	Equivalents (1)	Modules
Ammonium AzH^4.	18	0,0 mm.
Lithium	7	0 05
Sodium	33	1,2
Magnésium	12	1,4
Calcium	20	1,4
Potassium	39	1,5
Manganèse	27,5	2,5
Fer.	28	2,5
Zinc	32,5	2,7
Cuivre.	32	2,9
Strontium	44	2,9
Baryum	69	3,9
Cadmium.	56	4,3
Argent	108	5,5
Plomb	104	5,9
Thallium	203	7,9

(1) Sur la demande de Valson, nous avons conservé dans ces tableaux la notation en équivalents (D. T.)

Radical métalloïdique

	Equivalents	Modules
Chlorures Cl	35,5	0,0 mm.
Carbonates CO^3	30	0,5
Azotates AzO^6.	62	1,0
Bicarbonates C^2O^5	52	1,1
Sulfates SO^4	48	1,2
Sulfites SO^3	40	1,3
Hyposulfite S^2O^3	56	1,4
Bromures Br	80	2,1
Iodures I.	127	3,9

Pour avoir la hauteur capillaire d'un sel en solution normale (1 équivalent de sel dans 1 litre d'eau), on retranche de la hauteur de la solution de chlorure d'ammonium le module du radical substitué, ou la somme des modules des deux radicaux si ceux-ci ont été changés tous les deux à la fois.

Pour toutes les solutions salines normales, le produit de la densité par la hauteur capillaire reste sensiblement constant. Ce produit est toujours compris entre 61,5 et 62.

Lorsqu'on passe d'une solution saline normale à une autre, l'accroissement de la hauteur capillaire est proportionnel à la diminution de la densité.

Dans le tableau ci-dessus on a pris pour point de départ la solution de chlorure d'ammonium (1 équivalent, 53,5 gr. de chlorure d'ammonium, dans 1 litre d'eau distillée) dont la hauteur capillaire est maximum.

Soit par exemple le module de l'azotate de baryum (Ba, AzO^6) comparé au chlorure d'ammonium (AzH^4,

Cl). Le module du baryum par rapport à l'ammonium est 3,9 ; celui du radical AzO^6 par rapport au chlore est 1,0 ; le module de l'azotate de baryum sera donc :

$$3{,}9 + 1{,}0 = 4{,}9 \text{ mm.}$$

Pour le sulfate de zinc l'on aura :

$$2{,}7 + 1{,}2 = 3{,}9 \text{ mm. et ainsi de suite.}$$

Table donnant la hauteur à laquelle des liquides de différente nature peuvent s'élever dans les tubes capillaires.

(SIMON, 1851)

En prenant l'ascension de l'eau pour limite, on a obtenu les rapports suivants :

Solutions saturées	
Chlorure d'ammonium	1,077
Sulfhydrate de potassium	1,020
Azotate de cuivre	1,012
Sulfate de cuivre	1,007
Sulfate de potassium.	1,007
Eau distillée.	1,000
Sulfate ferreux.	0,989
Acide hyposulfurique.	0,979
Acide azotique	0,872
Acide sulfurique	0,824
Sulfure de carbone	0,476
Oxyde d'éthyle (éther sulfurique) .	0,280

Tensions superficielles de quelques substances inorganiques liquides

Substances	Densités	Températures	Tensions superficielles
Eau	1	0°	7,666
»	»	0	7,558
Acide sulfurique . . .	1,849	14,5	6,333
» chlorhydrique . .	1,153	17,5	7,149
» azotique	1,500	18,5	4,275
Chlorure de silicium . .	1,593	15	1,668
» de phosphore .	1	»	3,042
Oxychlorure de phosphore	1,662	19,5	3,259
Chlorure stannique . .	»	»	2,712
Protochlorure de soufre.	»	»	4,747
Acide hypoazotique . .	»	»	2,42
Mercure	13,596	»	55,03
»	»	»	49,17
»	»	»	45,644
»	»	»	46,138
Sulfure de carbone. . .	1,269	18	3.343
»	1,293	»	3.570
Brome	»	»	4,747

Tableau de la tension superficielle et du coefficient capillaire des sels et autres composés fondus

(Quincke)

Substances	Densités	Tensions superficielles	Coefficients de capillarités
Bromure de potassium .	2,199	4,93	4,49
» de sodium . .	2,448	5,0	4,08
» d'argent . . .	6,2	12,4	4
Iodure de potassium . .	2,497	6,04	4,84
Chlorure de lithium . .	1,515	6,46	8,53
» de sodium . .	1,612	6,78	6,41
» de potassium .	1,612	7,06	8,76
» de calcium . .	2,120	10,07	9,49
» de strontium .	2,770	11,33	8,18
» de baryum . .	3,700	15,34	8,29
» d'argent . . .	5,3	21,68	8.18
Acide borique	1,75	8,631	9,865
Azotate de sodium. . .	1,878	8,03	8,55
» de potassium. .	2,702	7,11	8,35
Sucre de canne	1,6	6,82	8,53
» de raisin	1,3	5,85	9
» de pectine . . .	2	—	9,18
Blanc de baleine . . .	0,842	3,32	7,89
Paraffine	0,736	3,16	8,14
Cire	0,963	3,40	7,061
Eau	1	8,79	17,58
Carbonate de lithium. .	1,787	15,54	17,39
» de sodium. .	2,041	16,58	16,24
» de potassium.	2	14,82	14,82
Sulfate de sodium. . .	2,104	18,56	17,64
» de potassium. .	2,1	16,73	16,92
Borax	—	21,60	17,28

Tensions superficielles des substances organiques

(Mendéléeff)

Température = 15°

Substances	Formules	Densités	Tensions	Constantes capillaires $a^2 = \frac{2f}{d}$
Alcool méthylique	CH^4O	0,806	2,426	6,016
— éthylique	C^2H^6O	0,796	2,365	5,944
— amylique	$C^5H^{12}O$	0,814	2.445	6,006
Oxyde d'éthyle	$C^4H^{10}O$	0,725	1,796	4,954
Oxyde d'éthyle et d'amyle	$C^7H^{16}O$	0,801	2,338	5,820
Benzoate de méthyle	$C^8H^8O^2$	1,092	3,874	7,112
Acétate —	$C^3H^5O^2$	0,944	2,582	5,47
Chloroforme	$(CHCl^3)^2$	1,480	2,812	3,80
Formiate d'éthyle	$C^3H^6O^2$	0,940	2,632	5,60
Benzoate —	$C^9H^{10}O^2$	1,052	3,661	6,986
Acétate —	$C^4H^8O^2$	0,898	2,552	5,684
Butyrate —	$C^6H^{12}O^2$	0 889	2,547	5,727
Oxalate —	$C^6H^{10}O^4$	1,082	3,336	6,147

Bromure d'éthyle	C^2H^5Br	1,419	2,437	3,436
Iodure —	C^2H^5I	1,931	2,909	3,014
Chlorure —	C^2H^5Cl	0,874	1,982	4,46
Silicate —	$C^2H^5Si^2O^4$	0,934	2,209	4,736
Formiate d'amyle	$C^6H^{12}O^2$	0,881	2,611	5,929
Acétate —	$C^7H^{14}O^2$	0,876	2,611	5,959
Butyrate —	$C^9H^{18}O^2$	0,868	2,621	6,037
Valérate d'amyle.	$C^{10}H^{20}O^2$	0,859	9,600	6,050
Chlorure —	$C^5H^{11}Cl$	0,874	2,455	5,616
Bromure —	$C^5H^{11}Br$	1,205	2,603	4.317
Iodure —	$C^5H^{11}I$	1,509	2,885	3,825
Acétone acétique	C^5H^6O	0,801	2,455	6,133
Aldéhyde benzoïque	C^7H^6O	1,050	4,164	7,929
— cuminique	$C^{10}H^{12}O$	0,975	3,669	7,526
Acide acétique	$C^2H^4O^2$	1,060	2,957	5,576
— butyrique	$C^4H^8O^2$	0,967	2,779	5,746
— valérique	$C^5H^{10}O^2$	0,956	2,702	5,655
— lactique	$C^3H^6O^3$	1,245	4.191	5,713 (?)
— salycilique	$C^7H^6O^2$	1,172	4,479	7,648

Tensions superficielles des substances organiques (*suite*)

Substances	Formules	Densités	Tensions	Constantes capillaires $a^2 = \frac{2f}{d}$
Acide gaultérique	$C^8H^8O^3$	1,184	4,112	6,945
— acétique anhydre	$C^4H^6O^3$	1,079	3,302	6,121
Benzine	C^6H^6	0,844	2,877	6,817
Toluène	C^7H^8	0,856	2,849	6,654
Xylène	C^8H^{10}	0,831	2,762	6,626
Cymène	$C^{10}H^{14}$	0,861	2,849	6,586
Amylène	C^5H^{10}	0,651	1,753	5,380
Cétène	$C^{16}H^{32}$	0,789	2,763	7,002
Essence de térébenthine		0,887	2,765	
Chlorure de benzoyle	C^7H^5O, Cl	1,218	4,067	6,679
Liqueur des Hollandais	$C^2H^4Cl^2$	1,259	3,256	5,21
Pétrole	—	0,798	2,566	
Protochlorure de carbone	—	1,619	2,967	
Bichlorure —	—	1,619	2,680	
Huile d'olive	—	0,914	3,271	
Glycérine	$C^3H^8O_2$	12,63	6,801	10,765

Tableau donnant le poids des gouttes, le nombre de gouttes pour 1 gramme et la tension superficielle de divers liquides.

(Réveil)

Température = 15° (20 gouttes d'eau distillée pesant 1 gramme).

Noms des liquides	Poids d'une goutte	Nombre de gouttes pour 1 gram.	Tension superficielle
Acide azotique	0,0370	27	5,55
» chlorhydrique . .	0,0500	20	7,50
» cyanhydrique au 1/8	0,0402	25	6,03
Acide cyanhydrique au 1/14	0,0420	24	6,30
Acide sulfurique . . .	0,0350	28	5,25
Alcool à 86°	0,0160	62	2,40
Ammoniac à 23° . . .	0,0454	22	6,81
Eau distillée pure . . .	0,0500	20	7,50
Eau sucrée à 10 °/₀ . .	0,0500	20	7,50
Ether sulfurique . . .	0,0111	90	1,66
Ether acétique	0,0256	39	5,85
Glycérine	0,0416	24	3,60
Solution de nitrate d'argent parties égales . .	0,0500	20	7,50
Solutions de nitrate d'argent au 1/4	0,0500	20	7,50
Solution de nitrate d'argent au 1/8	0,0500	20	7,50
Soude caustique à 36° .	0,0636	16	2,40
Essence de térébenthine.	0,0185	54	3,45
Huile d'olive	0,0212	47	2,18
Huile d'amandes . . .	0,0212	47	2,18
Chloroforme	0,0166	60	2,49

Chemin moyen parcouru librement par une molécule

(Hodges, 1880)

En s'appuyant sur la théorie des phénomènes capillaires et, sur les variations de force élastique, qui se produisent dans une vapeur selon le rayon de courbure de la surface du liquide en contact (loi de W. Thomson), Hodges calcule le chemin moyen que doit parcourir une molécule qui quitte la surface de séparation de l'eau et de sa vapeur à 20° avant de rencontrer une autre molécule : il trouve ainsi 0,000002 mm.

CHAPITRE VI

DENSITÉS DES CORPS SOLIDES, LIQUIDES ET GAZEUX

DENSITÉS DES CORPS

La densité ou le poids spécifique d'un corps est le rapport du poids de ce corps au poids d'un égal volume d'eau.

Si l'on désigne par P le poids d'un corps, V son volume et D sa densité on a :

$$P = V \times D$$

$$V = \frac{P}{D}$$

$$D = \frac{P}{V}$$

Densités des gaz. La densité d'un gaz, ou son poids spécifique est le rapport du poids d'un certain volume de ce gaz à celui d'un même volume d'air, le gaz et l'air étant tous les deux à zéro et à la pression de 0,76 m.

Si l'on emploie quelquefois les mots *densité* et *poids spécifique* les uns pour les autres, cela ne veut pas dire que ces deux termes soient synonymes.

D'après De l'Ecluse, le *poids spécifique* d'un corps

est le quotient de son poids P par son volume V, soit :

$$\frac{P}{V} = p$$

ou son poids par unité de volume.

Le nombre qui représente le poids spécifique d'un corps, ou d'une matière, varie naturellement, pour chaque système d'unités dont il est fait usage.

Ainsi, dans le système métrique, le poids spécifique (moyen) du fer, par exemple, est 7,7 kg. par décimètre cube ; dans le système anglais, il est 483 livres par pied cube.

La *densité* n'est pas un poids, comme on semble le croire souvent, mais le rapport du poids spécifique d'un corps ou matière au poids spécifique d'un autre corps ou matière pris comme terme de comparaison, soit :

$$D = \frac{p}{p^{\circ}}$$

ou un nombre qui exprime combien de fois l'unité de volume du corps considéré est aussi pesante que l'unité de volume du corps qui sert de point de comparaison. Il s'en suit que la densité d'un corps est exprimée par le même nombre dans tous les systèmes de poids et mesures, quand on y choisit le même corps comme terme de comparaison. Le corps auquel, à ce point de vue, l'on compare tous les autres corps solides ou liquides, est celui qui se rencontre le plus fréquemment à l'état libre dans la nature, c'est-à-dire l'eau. C'est au choix de cette base, pour l'établissement de l'échelle des densités, qu'il faut attribuer la confusion que l'on fait, dans les pays où le système métrique est en honneur, entre le poids spécifique et la densité. En

effet, dans le système métrique le poids de l'unité de volume d'eau ayant été pris comme unité de poids, le poids spécifique et la densité de chaque corps sont représentés *par le même nombre;* seulement, pour le poids spécifique, ce nombre exprime des kilogrammes, tandis que pour la densité il n'exprime qu'un rapport.

Cette distinction échappe à beaucoup de personnes ; de là vient que l'on voit écrire, par exemple, que la densité du fer est 7,7 kg., ou mettre en tête d'une colonne de nombres de *kilogrammes* : densités *ou* poids spécifiques.

Densités des éléments à l'état solide

Lithium	0.59	Antimoine	6,72
Potassium	0,86	Gallium à 23°	5,94
Sodium	0.97	Zinc	7,10
Magnésium	1,74	Etain	7,20
Phosphore ordinaire à 10°	1,83	Fer fondu	7,25
Phosphore rouge à 10°	1,96	Fer forgé	7,79
Soufre prismatique	1,97	Nickel fondu	8,57
— octaédrique	2,07	Cadmium laminé	8,69
Graphite	2,20	Cuivre fondu	8,85
Silicium cristallisé	2,65	Bismuth	9,82
Bore cristallisé	2,69	Argent fondu	10,47
Aluminium	2,67	Plomb à 0°	11,37
Diamant	3,53	Thallium	11,86
Sélénium rouge à 15°	4,50	Ruthénium cristallisé à 26°	12,26
— métallique à 15°	4,80	Mercure à — 40°	14,39
Iode à 17°	4,95	Tungstène	17,60
Titane	5,30	Or fondu	19,26
Arsénic	5,69	— forgé	19,36
		Platine à 0°	21,45
		Iridium à 0°	22,38

Densités des éléments à l'état liquide

Mercure à 0°	13,596
Brome à 15°.	2,99
Oxygène	1,00

Densités des éléments à l'état gazeux

Iode	5,54	Hydrogène . . .	0,06926
Mercure	6,976	Azote	0,9714
Brome	5,54	Chlore	2,47
Oxygène	1,056		

Densités du phosphore à diverses températures

(Pisati et Franchis)

Températures	Densités		
0°	1,837	phosphore	solide
20	1,823	»	»
44	1,806	»	»
50	1,749	»	liquide
100	1,695	»	»
200	1,603	»	»
280	1,529	»	»

Schroetter a trouvé pour densité du phosphore liquide à 45° le nombre 1,88.

La densité du phosphore ordinaire maintenu en surfusion à la température de 35° est 1,763 (Gladstone et Dale).

DENSITÉS DES MÉTALLOIDES ET DES MÉTAUX

Densités de l'antimoine

6,700.	(Karsten)	
6,702.	(Brisson)	
6,712.	(Hatchett)	
6,715.	à 16° (Marchand et Schœrer)	
6,723.	(Bockmann)	
6,860.	(Bergmann)	
6,725.	recuit à 360° et trempé à 0°	Pierre
6,737.	fondu sans trempe ni recuit	Pierre

Densités du thallium sous différents états

Thallium fondu. . . .	11,86 à 0°	(Lamy)
— —	11,85 à 11°	(De la Rive)
— —	11,81	Crookes
— forgé. . . .	11,88	id.
— étiré en fils .	11,91	id.
— — — .	11,81 à 11°	(De la Rive)

Densités du mercure

13,596	. . .	Regnault
13,589	. . .	Biot et Arago
13,5592	. . .	Karsten
13.5886 à 4°	. . .	Kupffer
13,535 à 26	. . .	id.
13,568	. . .	Cavendish et Brisson.
13,575	. . .	Farenheit
13,613	. . .	Biddle
13,595	. . .	Kopp
13,594	. . .	Balfour-Stewart
14,391 (1)	. . .	Mallet
14,1992	. . .	(au moment de sa fusion environ — 38°) Mallet
13,5953 à 0°	. . .	Wolkmann (1881)
14,1932	. . .	(mercure solide rapportée à l'eau 0°) Mallet

Densités du cadmium

Cadmium fondu	. . . .	8,604	(Stromeyer)
— —	. . . .	8,635	(Karsten)
— —	. . . .	8,670	(Children)
— —	. . . .	8,680	(Herapath)
— —	. . . .	8,546	(Schrœder)
— —	. . . .	8,655	(Mathiessen)
— martelé	. . . .	8,694	(Stromeyer)
— —	. . . .	8,667	(Schrœder)
— étiré	. . . .	8,665	(Wertheim)
— recuit	. . . .	8,520	(id.)

(1) Mercure solide.

Densités du tungstène

	Densités	Températures	
Tungstène réduit de WO^3 par l'hydrogène.	17,2	17°,6	(Wœhler)
Tungstène réduit de WO^3 par l'hydrogène.	17,9	18°,2	(Bernouilli)
Tungstène réduit de WO^3 par l'hydrogène.	19,26	12°	(Rascoe)
Tungstène fondu par la pile .	17,2		(Riche)
— réduit de WCl^6 par l'hydrogène.	16,54		(Wœhler)
Tungstène réduit de WO^4K^2 par l'hydrogène	18,26		(id.)
Tungstène réduit de l'azoture .	17,5		(id.)

Densités de différentes espèces de cuivre

(Marchand et Schurer)

Cuivre galvanoplastique	8,914
— cristallisé	8,940
— fondu	8,921
— comprimé	8,931
— étiré et non recuit.	8,939 à 8,949
— étiré et recuit	8,930
— laminé mince.	8,952
— fondu sous une couche vitreuse . .	7,720 à 8,762

Densités de différentes espèces de zinc

Zinc ordinaire fondu.	6,861	(Brisson)
— — laminé	7,191	(id.)
— — — et martelé .	7,3	(Karsten)
— — — — .	7,008	(Wertheim)
Zinc pur fondu.	6,9154	(Karsten)
— distillé fondu (T. = 15°). .	7,148	(Matthiessen)
Zinc distillé fondu dans un moule (Température = 15°)	7,146	(Wertheim)
Zinc distillé fondu dans le sable (Temperature = 15°)	7,134	(id.)
Zinc liquide	6,55 à 6,48	(W. C. Roberts et T. Wrightson)

Densités de certains métaux à l'état liquide

(W. Chandler Roberts et T. Wrightson, 1880)

Métaux	Densités à l'état solide	Densités à l'état liquide	Changement de volume que subit le métal en passant de l'état solide à l'état liquide	Proportion pour 100
Bismuth. .	9,82	10,055	Diminution de volume .	2,30
Cuivre. . .	8,80	8,217	Augmentation de volume	7,10
Plomb. . .	11,40	10,370	—	9,93
Etain . . .	7,50	7,025	—	6,76
Zinc. . . .	7,20	6,480	—	11,10
Argent . .	10,57	9,510	—	11,20
Fer	6,95	6,888	—	1,02

Tableau des densités d'un certain nombre d'alliages

Acier fondu	7,717
— trempé	7,816
Bronze des canons	8,43 à 9,24
Cuivre 10, Argent 90	10,121
Aluminium 10, Cuivre 90	7,700
Laiton	7,30 à 8,65
Maillechort	8,615
Fonte blanche	7,44 à 7,84
— grise	6;79 à 7,05
Platine 90, Iridium 10	21,615
— 85, Iridium 15	21,618
— 66,67, iridium 33,33	21,874
— 5, Iridium 95	21,384
$PbSn$	9,42
Pb^2Sn	10,07
Pb^3Sn	10,38
Pb^4Sn	10,55
Sn^2Pb	8,74
Sn^3Pb	8,39
Sn^4Pb	8,17
Sn^5Pb	7,92
$HgSn$	10,34
Hg^2Sn	11,37
$HgSn^2$	9,31
$HgSn^3$	8,82
Pd^2H	11,06
Na^2H	0,959

Densités des alliages de plomb et d'antimoine

(RICHE)

	Densités théoriques	Densités expérimentales
Antimoine (120) (1) . . .	»	6,641
Plomb (207) (2)	»	11,364
Sb^8Pb	7,237	7,214
Sb^6Pb	7,385	7,361
Sb^4Pb	7,651	7,622
Sb^2Pb.	8,271	8,233
SbPb	9,046	8,999
Sb^2Pb^3	9,051	9,562
Sb^2Pb^4	9,819	9,817
Sb^2Pb^5	10,040	10,040
Sb^2Pb^6	10,206	10,211
Sb^2Pb^7	10,235	10,344
Sb^2Pb^8	10,438	10,455
Sb^2Pb^9	10,521	10,541
Sb^2Pb^{10}	10,592	10,615
Sb^2Pb^{11}	10.652	10,673
Sb^2Pb^{12}	10,702	10,722
Sb^2Pb^{13}	10,744	10,764
Sb^2Pb^{14}	10,785	10,802

(1) et (2) Poids atomiques.

Densités des alliages d'or et de cuivre

(W. ROBERTS, 1878)

Les proportions d'or dans les alliages examinés varient de 860 et 980 millièmes : dans ces limites se trouvent compris tous les alliages monétaires connus jusqu'à ce jour.

Titre de l'alliage	Densités	Titre de l'alliage	Densités
1,000 . . .	19,3203	932,0 . . .	17,7911
980,1 . . .	18.8385	922,8 . . .	17,5680
968,8 . . .	18,5805	900,5 . . .	17,1653
958,3 . . .	18,3562	880,5 . . .	16,8062
948.4 . . .	18,1173	861,4 . . .	16,4832
938,5 . . .	17,9340		

Densités des alliages de bismuth et d'étain

(A. RICHE, 1862)

Composition des alliages		Densités Théoriques	Densités Expérimentales
Bismuth	420	9,426	9,434
Etain.	59		
Bismuth	210	9,135	9,145
Etain	59		
Bismuth	210	8,740	8,754
Etain	118		
Bismuth	210	8,491	8,506
Ètain	177		
Bismuth	210	8,306	8,327
Etain	236		
Bismuth	210	8,174	8,199
Etain	295		
Bismuth	210	8,073	8,097
Etain	354		
Bismuth	210	7,994	8,017
Etain	413		

Densités des alliages d'étain et de plomb

(A. Riche, 1862)

Composition des alliages		Densités Théoriques	Densités Expérimentales
Etain	295 p.	8,047	8,046
Plomb	103,5		
Etain	236	8,193	8,195
Plomb	103,5		
Etain	206,5	8,289	8,292
Plomb	103,5		
Etain	177	8,407	8,414
Plomb	103,5		
Etain	147,5	8,562	8,565
Plomb	103,5		
Etain	118	8,764	8,766
Plomb	103,5		
Etain	88,5	9,044	9,046
Plomb	103,5		
Etain	59	9,455	9,451
Plomb	103,5		
Etain	59	10,115	10,110
Plomb	207		
Etain	59	10,437	10,419
Plomb	310,5		

Densités des alliages de plomb et de bismuth

(A. Riche, 1862)

Composition des alliages		Densités Théoriques	Densités Expérimentales
Bismuth	420 p.	10,099	10,232
Plomb	103,5		
Bismuth.	210	10,288	10,519
Plomb	103,5		
Bismuth.	210	10,536	10,931
Plomb	207		
Bismuth.	210	10,622	11,038
Plomb	259		
Bismuth.	210	10,448	11,108
Plomb	310,5		
Bismuth.	210	10,748	11,166
Plomb	315,7		
Bismuth.	210	10,797	11,194
Plomb	414		
Bismuth.	210	10,874	11,209
Plomb	517,5		
Bismuth.	210	10,932	11,225
Plomb	621		
Bismuth.	210	10,979	11,235
Plomb	724 5		

Densités des alliages de cuivre et d'étain

(A. Riche)

Formule de l'alliage	Composition centésimale		Densité des barreaux
Sn^5Cu	Etain	90,27	7,52
	Cuivre	9,73	
Sn^4Cu	Etain	88,16	7,50
	Cuivre	11,84	
Sn^3Cu	Etain	84,79	7,53
	Cuivre	15,21	
Sn^2Cu	Etain	78,79	7,74
	Cuivre	21,21	
SnCu	Etain	65,01	8,12
	Cuivre	34,99	
Sn^2Cu^3	Etain	55,33	8,30
	Cuivre	44,67	
$SnCu^2$	Etain	48,16	8,57
	Cuivre	51,84	
$SnCu^3$	Etain	38,21	8,96
	Cuivre	61,79	
$SnCu^4$	Etain	31,72	8,80
	Cuivre	68,28	
$SnCu^5$	Etain	27,09	8,87
	Cuivre	72,91	
$SnCu^6$	Etain	23,69	8,91
	Cuivre	76,31	
$SnCu^7$	Etain	20,98	8,90
	Cuivre	79,02	
$SnCu^8$	Etain	18,85	8,86
	Cuivre	81,15	
$SnCu^{10}$	Etain	15,67	8,83
	Cuivre	84,33	
$SnCu^{15}$ (bronze des canons)	Etain	11,00	8,80
	Cuivre	89,00	

Densités des alliages d'étain et d'aluminium

(HIRZEL)

Alliages	Densités	Alliages	Densités
$AlSn^3$	6,536	Al^4Sn	4,025
$AlSn$	5,454	Al^6Sn	3,583
Al^2Sn	4,744		

Densités de la glace

0,905	Heinrich
0,940	Thomson
0,916	Berzelius
0,950	Dumas
0,927	Osan
0,937	Irvine
0,918	Brunner
0,9158.	Plücher et Geissler
0,908	Kopp

Ces déterminations sont antérieures à 1860.

D'après L. Dufour (1862) la densité moyenne de la glace à 0° serait égale à 0,9178.

Coefficient d'expansion au moment de la congélation

Brunner (1845) a trouvé 0,000111 comme coefficient cubique de dilation de la glace entre 0° et — 20°. Ce résultat correspond à une augmentation de volume de

$\frac{1}{11}$ au moment de la congélation. Plücker et Geissler (1852) indiquent comme coefficient d'expansion au moment de la congélation 0,09195 et comme coefficient cubique de dilatation 0,000158.

Kopp (1855) a trouvé une augmentation de volume, lors du changement d'état, de $\frac{1}{10}$.

D'après (L. Dufour, 1862) un volume d'eau égal à l'unité, à 0°, produit, en se solidifiant, un volume 1,0893 de glace. L'expansion au moment de la congélation, est 0,0895 ou sensiblement $\frac{1}{11}$ du volume de l'eau à 0°.

Densités du sulfure de zinc

Sulfure amorphe.	3,92
Blende pure incolore	4,06
Blende ordinaire.	3,5 à 4,2
Wurtzite	3,98

Densités de quelques composés organiques à l'état solide

Acide succinique	1,552
— tartrique.	1,74
— stéarique.	1,01
Camphre	0,985
Naphtaline	0,977

Densités de différents bois séchés à 100° (1)

(Violette)

Agaric	1,422	Frêne	1,490
Ajonc	1,430	Fusain	1,429
Alisier	1,470	Gaïac	1,490
Aubépine	1,464	Houx	1,443
Bourdaine	1,438	If	1,416
Buis	1,458	Jonc	1,440
Cerisier	1,430	Lilas	1,444
Châtaignier	1,445	Mélèze	1,432
Chêne	1,462	Merisier	1,433
Chèvrefeuille	1,458	Orme	1,424
Cocotier	1,470	Palmier	1,490
Cognassier	1,438	Peuplier	1,418
Coudrier	1,488	Pin maritime	1,461
Eglantier	1,456	Pommier	1,449
Faux ébénier	1,464	Saule	1,432

Densités des pierres employées dans la joaillerie (2)

(Damour)

Agate	2,53 à 2,62
Aigue-marine (béryl)	2,67 à 2,71
Alexandrite (cymophane)	3,70 à 3,74
Ambre (succin)	1,07 à 1,11
Amethyste orientale (corindon)	4,00
Améthyste (quartz violet)	2,65 à 2,66
Andalousite	3,16

(1) Pour les autres bois voir la page 252.

(2) *Annuaire du Bureau des longitudes.*

Astérie (corindon)	4,00
Aventurine (quartz)	2,65
Aventurine (oligoclase)	2,67
Aventurine (orthose)	2,56
Béryl	2,67 à 2,71
Calcédoine	2,53 à 2,62
Chrysobéryl (cymophane)	3,70 à 3,74
Chrysolithe (cymophane)	3,70 à 3,74
Chrysoprase	2,53 à 2,62
Corindon	4,00
Cornaline	2,58 à 2,60
Cristal de roche (quartz)	2,65
Cyanite (disthène bleu)	3,67
Diamant	3,52 à 3,53
Emeraude	2,69 à 2,74
Euclase	3,08
Girasol (quartz)	2,65
Girasol (silice hydratée)	2,05 à 2,10
Grenat (spessartine)	4,16 à 4,20
Grenat pyrope	3,66 à 3,75
Grenat syrien (almandin)	3,81 à 4,20
Grenat vert de la Sibérie	3,84
Héliotrope (jaspe agate)	2,54 à 2,62
Hyacinthe (grenat essonite)	3,63
Hyacinthe (zircon)	4,60 à 4,67
Hyperstène	3,37 à 3,42
Idocrase	3,37 à 3,39
Iris (quartz irisé)	2,65
Jade (néphrite)	2,96 à 3,06
Jadéite	3,32 à 3,34
Jargon (zircon)	4,04 à 4,67
Jaspe	2,52 à 2,76
Jayet ou jais (lignite)	1,30 à 1.32
Labrador. { Labradorste	2,75
Labrador. { Orthose	2,57
Lapis lazuli (lazulite)	2,50 à 3,04

Lépidolite	2,50 à 2,55
Lumachelle opaline	2,60 à 2,72
Malachite	2,92 à 4.00
Marcassite.	5,00 à 5,02
Obsidienne	2.36
Œil de chat (quart fibreux).	2,64 à 2,67
Œil de chat (cymophane)	3,70 à 3,74
Olivine (Péridot)	3,33 à 3,45
Olivine (Grenat vert)	3,84
Onyx (calcédoine)	2,62
Opale de feu du Mexique	2,07 à 2,09
Opale noble { de Hongrie	2,08 à 2,09
Opale noble { du Mexique	2,03
Péridot (olivine).	3,33 à 3.35
Pierre des Amazones (microcline)	2,57 à 2,59
Pierre de Lune (orthose)	2,59
Pierre du Soleil. { Oligoclase	2,65
Pierre du Soleil. { Orthose.	2,56
Plasma (agathe)	2,53 à 2,21
Prase (quartz vert).	2 65 à 2,67
Prehnite	2,63 à 2,65
Rubis balais (spinelle)	3,55 à 3,61
Rubis du Brésil (topaze rose)	3,51 à 3,54
Rubis oriental (corindon)	4,00
Rubis de Sibérie (tourmaline)	3,04 à 3,04
Rubis de Silésie (quartz rose).	2,65
Saphir oriental (corindon)	4,00
Saphir d'eau (cordiérite).	2,58
Saphirine (calcédoine bleue)	2,60
Sardoine	2,59
Spath satiné (calcaire)	2,73
Spinelle.	3,55 à 3,61
Spinelle zincifère (gahnite).	4,10 à 4,56
Topaze du Brésil (topaze)	3,51 à 3.55
Topaze d'Espagne (quartz)	2.65
Topaze orientale (corindon)	4,00

Tourmaline	3,03 à 3,13
Turquoise orientale	2,52 à 2,82
Turquoise osseuse	3,06 à 3,12
Vermeille (grenat Pyrope)	3,66 à 3,71
Zircon	4,04 à 4,67

Densités des diverses roches employées pour les constructions, l'ornement et la statuaire (1)

(DAMOUR)

Albâtre calcaire	2,69 à 2,78
Albâtre gypseux	2 26 à 2,32
Anhydrite	2,94 à 2,96
Ardoise (schiste)	2,64 à 2,90
Basalte	2,78 à 3,10
Calcaire lithographique	2,67 à 2,70
Calcaire grossier (en morceaux)	1,94 à 2,06
» (en poudre)	2,60 à 2,68
Diorite	2,80 à 3,10
Dolérite	2,80 à 2,90
Fluorine	3,14 à 3,19
Granite	2,63 à 2,75
Grès bigarré des Vosges (en morceaux)	2,19 à 2,25
» » (en poudre)	2,62 à 2,35
Grès quartzeux	2,55 à 2,65
Gypse (pierre à plâtre) en morceaux	2,17 à 2,20
Kersanton	2,75 à 2,78
Marbres calcaires	2,65 à 2,74
Pétrosilex	2,55 à 2,77
Marbres magnésiens (dolomie)	2,82 à 2,85
Pierre ollaire	2,55 à 2,60
Porphyre	2,61 à 2,94
Quartzite	2,65
Serpentine	2,49 à 2,66
Syénite	2,63 à 2,73
Trachyte	2,70 à 2,80

(1) *Annuaire du Bureau des longitudes.*

Densités de diverses substances solides (1)

Verres et porcelaines

Cristal	3,330
Crown ordinaire	2,447
Crown de Clichy	2,657
Email égyptien antique	2,25 à 2,64
Flint de Faraday	4,358
Flint de Guinand	3,589
Flint lourd	4,056
Porcelaine de Chine	2,384
Porcelaine de Sèvres	2,242
Porcelaine de Saxe	2,493
Strass	4,11
Verre à bouteilles	2,64 à 2,70
Verre à glaces	2,463
Verre à vitres	2,527
Verre antique de Pompeï	2,490
Frêne	0,70 à 0,84

Bois divers (2)

Acajou	0,50 à 0,86
Bois de fer	1,02 à 1,09
Buis de France	0.91
Buis de Hollande	1,32
Cèdre du Liban	0,49 à 0,66
Chêne	0,61 à 1,17
Ebène	1,12 à 1,21
Ecorce de liège	0,24

(1) *Annuaire du Bureau des longitudes.*

(2) Pour les autres bois voir la page 247.

Grenadier	1,36
Hêtre	0,66 à 0,82
If	0,80
Noyer	0,68 à 0,92
Olivier	0,63
Orme	0,55 à 0,76
Peuplier	0,39 à 0,51
Pin	0,55 à 0,74
Platane	0,65
Poirier	0,73
Pommier	0,73
Prunier	0,87
Sapin	0,49 à 0,60
Tilleul	0,60

Substances diverses du règne végétal

Amidon	1,53
Caoutchouc	0,90
Coton	1,95
Gutta percha	0,97
Lin	1,79
Résine copal	1,05

Substances diverses du règne animal

Blanc de baleine	0,94
Cire	0,96
Corail	2,69
Corne	1,31
Corps humain (moyenne)	1,07
Graisse de mouton	0,92
Graisse de porc	0,94
Ivoire	1,93
Laine	1,61
Nacre de perles	2,74 à 2,78
Os	1,80 à 2,00
Perles	2,68 à 2,78

DENSITÉS DES CORPS LIQUIDES

Densités de quelques gaz liquéfiés

Les densités de l'hydrogène liquide à diverses températures sont les suivantes :

Températures	Pressions	Densités
0°	275 atm.	0,025
0	300 »	0,026
— 23	275 »	0,032
— 23	300 »	0,033

La densité de l'oxygène liquide à la température de — 130° et à la pression de liquéfaction, est de 0,89 (Wroblewski).

La densité de l'oxyde azoteux (Az^2O) liquide est égale à 0,9370 (Andrews).

La densité de l'acide carbonique liquide est de : . . . { 0,9471 (Andréeff). 0,9434 (Wroblewski).

Densités de l'eau aux températures ordinaires

(Rossetti)

Températures	Densités	Températures	Densités
0°	0,999871	17°	0,998841
1	0,999928	18	0,998654
2	0,999969	19	0,998460
3	0,999991	20	0,998259
4	1,000000	21	0,998047
5	0,999990	22	0,997826
6	0,999970	23	0,997601
7	0,999933	24	0,997367
8	0,999886	25	0,997120
9	0,999824	26	0,996866
10	0,999747	27	0,996603
11	0,999655	28	0,998331
12	0,999549	29	0,995051
13	0,999430	30	0,995765
14	0,999299	»	»
15	0,999160	100	0,958650
16	0,999002		

Densités de l'eau bromée donnant la richesse en brome

(Slessor)

Densités	Br pour 100
1,00901	1,022
1,00931	1,067
1,00995	1,205
1,01223	1,231
1,01491	1,874 à 1,906
1,01585	1,952 à 2,009
1,01807	2,089 à 2,155
1,02367	3,102 à 3,169 (1).

(1) Solution saturée.

Densités des solutions aqueuses d'acide chlorhydrique suivant la proportion d'acide pur p. 100

(URE)

Température = 15°

Densités	Acide gazeux ClH	Densités	Acide gazeux ClH
1,2000	40,777	1,1494	30,174
1,1982	40,369	1,1473	29,767
1,1964	39,961	1,1452	29,359
1,1946	39,554	1,1431	28,951
1,1928	39,146	1,1410	28,544
1,1910	38,738	1,1389	28,136
1,1893	38,330	1,1369	27,728
1,1875	37,923	1,1349	27,321
1,1857	37,516	1,1328	26,913
1,1846	37,108	1,1308	26,505
1,1822	36,700	1,1287	26,098
1,1802	36,292	1,1267	25,690
1,1782	35,884	1,1247	25,282
1,1762	35,476	1,1226	24,874
1,1741	35,068	1,1206	24,466
1,1721	34,660	1,1185	24,058
1,1701	34,252	1,1164	23,650
1,1681	33,845	1,1143	23,242
1,1661	33,437	1,1123	22,834
1,1641	33,029	1,1102	22,426
1,1620	32,621	1,1082	22,019
1,1599	32,213	1,1061	21,611
1,1578	31,805	1,1041	21,203
1,1557	31,398	1,1020	20,796
1,537	30,990	1,1000	20,388
1,1515	30,582	1,0980	19,980

Densités des solutions aqueuses d'acide chlorhydrique suivant la proportion d'acide pur p. 100

(*Suite*)

Densités	Acide gazeux ClH	Densités	Acide gazeux ClH
1,0960	19,572	1,0477	9,486
1,0939	19,165	1,0457	9,379
1,0919	18,757	1,0437	8,971
1,0899	18,349	1,0417	8,563
1,0879	17,941	1,0397	8,155
1,0859	17,534	1.0377	7,747
1,0838	17,126	1,0357	7,340
1,0818	16,718	1,0337	6,932
1,0798	16,310	1,0318	6,524
1,0778	15,902	1,0298	6,116
1,0758	15.494	1,0279	5,709
1,0738	15,087	1,0259	5,301
1,0718	14.679	1,0239	4,893
1,0697	14,271	1,0220	4,486
1,0677	13,863	1,0200	4,078
1,0657	13,456	1,0180	3.670
1,0637	13,049	1,0160	3,262
1,0617	12,641	1,0140	2,854
1,0597	12,233	1,0120	2,447
1,0577	11,825	1,0100	2.039
1,0557	11,418	1,0080	1,631
1,0537	11,010	1,0060	1,124
1,0517	10,602	1,0040	0,816
1,0497	10,197	1,0020	0,408

Degré aréométrique des solutions d'acide chlorhydrique

Degré aréométrique	Acide chlorhydrique ClH gazeux pour 100	Degré aréométrique	Acide chlorhydrique ClH gazeux pour 100
25 à 24	40,777 à 40,3[illegible]9	13 à 12	19,980 à 18,757
24 à 23	39,961 à 38,330	12 à 11	18,349 à 17,126
23 à 22	37,923 à 36,292	11 à 10	16,718 à 15,494
22 à 21	35,884 à 34,252	10 à 9	15,087 à 13,368
21 à 20	33,845 à 32,621	9 à 8	13,165 à 12,233
20	32,213	8 à 7	11,824 à 10,602
20 à 19	31,805 à 30,582	7 à 6	10,194 à 8,971
19 à 18	30,174 à 28,951	6 à 5	8,563 à 7,340
18 à 17	28,544 à 26,913	5 à 4	6,632 à 6,116
17 à 16	26,505 à 25,582	4 à 3	5,709 à 4,486
16 à 15	24,874 à 23,650	3 à 2	4,078 à 2,854
15 à 14	23,242 à 22,019	2 à 1	2,447 à 1,631
14 à 13	21,611 à 20,288	1 à 0	1,224 à 0,408

Densités de l'acide chlorhydrique

(Kolbe)

100 parties contiennent à 15°

Degrés Baumé	Acide à 20°	Acide à 21°	Acide à 22°
1	4,7	4,4	4,2
2	9,0	8,6	8,1
3	14,1	13,3	12,6
4	18,1	17,1	16,2
5	22,8	21,5	20,4
6	27,8	26,2	24,9

Densités de l'acide chlorhydrique

(Suite)

Degrés Baumé	Acide à 20°	Acide à 21°	Acide à 22°
7	32,6	30,7	29,1
8	37,6	35,4	33,6
9	41,9	39,5	37,5
10	46,9	44,2	42,1
11	51,6	48,7	46,2
12	56,7	53,4	50,7
13	62,3	58,7	55,7
14	67,3	63,4	60,2
15	72,3	68,1	64,7
16	77,6	73,2	69,4
17	83,3	78,5	74,5
18	88,9	83,8	79,5
19	94,5	89,0	84,6
19,5	97,7	92,0	87,4
20	100,0	94,4	89,6
20,5	103,3	97,3	92,4
21	106.1	100,0	94,9
21,5	108,6	102,4	97,2
22	111,7	105,3	100,0
22,5	115,2	108,6	103,0
23	118,6	111,8	106,1
23,5	122,0	115,0	109,2
24	124,6	117,4	111,4
24,5	130,0	121,5	115,4
25	132,7	125,0	109,0
25,5	134,0	128,6	120,1

Table donnant les densités et les richesses correspondantes des solutions d'acide bromhydrique à diverses températures.

(TOPSOE)

Températures	Densités	Acide bromhydrique pour 100
14°	1.490	48,17
13	1,460	46,09
13	1,438	44,62
13	1,419	43,12
13	1,368	39,13
13	1,335	36,67
13	1,300	33,84
13	1,253	29,66
13	1,200	24,55
14	1,166	20,65
14	1,131	16,92
14	1,097	12,96
14	1,075	10,19
14	1,055	7,67

Table des densités des solutions d'acide bromhydrique

(A. WRIGHT)

Température = 15°

Acide p. 100	Densités	Acide p. 100	Densités
0	1,000	30	1,252
5	1,038	35	1,305
10	1,077	40	1,365
15	1,117	45	1,435
20	1,159	50	1,515
25	1,204		

Table des densités des solutions d'acide iodhydrique

(A. Wright)

Température = 15°

Densités	Acide iodhydrique p. 100	Densités	Acide iodhydrique p. 100
1,000	0	1,296	30
1,045	5	1,361	35
1,091	10	1,438	40
1,138	15	1,533	45
1,187	20	1,650	50
1,239	25	1,700	52

Table donnant les densités et les richesses correspondantes des solutions d'acide iodhydrique dans l'eau.

(Topsoe)

Températures	Densités	Acide iodhydrique p. 100.
12°	1,708	57,74
13	1,696	57,26
13,7	1,674	56,15
14	1,630	53,93
12,5	1,603	52,43
13	1,5727	50,75
13	1,523	48,22
13	1,4875	45,71
13	1,451	43,39

Table donnant les densités et les richesses correspondantes des solutions d'acide iodhydrique dans l'eau.

(*Suite*

Températures	Densités	Acide iodhydrique p. 100.
13	1,413	40.45
13	1.382	38,68
13	1,309	33,07
13 ,5	1,274	30,20
13 ,8	1,225	25,86
13 ,8	1,191	22,63
13 ,5	1,164	19,97
13 ,5	1,126	15,73
13	1.095	12,21
13 ,5	1,0524	7,09
13 ,5	0,017	2,286

Densités à 14° des solutions d'acide iodique donnant leur richesse en anhydride iodique

(KAEMMERER)

Densités	I^2O^5 pour cent	Densités	I^2O^5 pour cent
1,0053	1	1,5371	40
1,0203	5	1,6315	45
1,0525	10	1,7256	50
1,1223	15	1,8689	55
1,2093	20	1,9954	60
1,2773	25	2,1209	65
1,3484	30	4,7887	100
1,1428	35		

Densités à 17° des solutions d'acide iodique donnant leur richesse en acide iodique (1)

($aq = H^2O$)

Densités	$IO^3H + naq$	Densités	$IO^3H + n\,aq$
1,6609	$IO^3H +$ 10 *aq*	1,1004	$IO^3H +$ 80 *aq*
1,3660	— 20 *aq*	1,0512	— 160 *aq*
1,1945	— 40 *aq*	1,0258	— 320 *aq*

Densités à 17° des solutions d'acide périodique donnant leur richesse en acide périodique (2)

($aq = H^2O$)

Densités	$IO^6H^5 + 12\,aq$
1,4008	$IO^6H^3 + 20\,aq$
1,2165	— 40 *aq*
1,1121	— 80 *aq*
1,0570	— 160 *aq*
1,0288	— 320 *aq*

Densités à 15° des solutions d'acide sulfureux donnant leur richesse en SO^2

(H. Schiff)

Densités	SO^2 p. 100	Densités	SO^2 p. 100
1,0049	2	1,0343	12
1,0102	4	1,0410	14
1,0158	6	1,0480	16
1,0217	8	1,0553	18
1,0278	10	1,0629	20

(1) *Agenda du chimiste.*
(2) *Agenda du chimiste.*

Tableau
indiquant les quantités d'acide azotique réel contenu dans des solutions de densité déterminée

Densité	Degrés de Baumé	Quantité d'eau 0/0	Acide réel 0/0 AzO^3, H	Anhydride azotique p. 100 Az^2O^5	Point d'ébullition
1,522	49,3	»	100,00	85,8	86°
1,486	46,5	11,25	88,75	75,1	99
1,452	45,0	22,22	77,78	66,7	115
1,420	42,6	30,00	70,00	60,1	120
1,390	40,4	36,36	63.64	54,5	119
1,361	38.2	41,67	58 33	50.1	117
1,338	36,5	46,16	53.84	46.2	
1,315	34,5	50,00	50 00	42,9	113
1,297	33.2	53,33	46,67	40,1	
1,277	31,4	56,25	43,25	37,6	
1,260	29,7	58.82	31.18	35,4	
1,245	28,4	61,11	38,89	33,4	
1,232	27,2	63,16	36,84	31,6	
1,219	25,8	65,00	35,00	30,1	
1,207	24,7	66,67	33,33	28,6	108
1,197	23,8	68.18	31,82	27,3	
1,188	22,9	69,56	30,44	26.1	
1,180	22,0	70,83	29.17	25,0	
1,173	21,0	72.00	28,00	24,0	
1,166	20,4	73.08	26.92	23 1	
1,160	19,9	74,07	25,93	22,2	
1,155	19,3	75,00	25,00	21,4	104° env.

Table permettant de calculer quelle serait, à la température de 15°, la densité d'un acide azotique observée à une température supérieure.

(H. Goebel)

Température	Correction en degrés Baumé	Température	Correction en degrés Baumé
45°	3,65	30°	1,45
44	3,48	29	1,29
43	3,32	28	1,18
42	3,15	27	1,08
41	3,00	26	0,99
40	2 85	25	0,90
39	2,65	24	0,76
38	2.50	23	0,67
37	2,36	22	0,59
36	2,23	21	0,52
35	2,10	20	0,45
34	1,92	19	0,33
33	1,79	18	0,25
32	1,67	17	0,13
31	1,56	16	0,05

La première colonne du tableau indique la température de l'observation ; la seconde l'augmentation du nombre de degrés Baumé qu'éprouverait l'acide par le refroidissement à 15° ; c'est donc le nombre qu'il faut ajouter à la densité observée.

Densités des solutions aqueuses d'acide sulfurique à 15° (1)

(J. Kolb)

Degrés Baumé	Densités	100 parties en poids contiennent				1 litre contient en kilogr.			
		SO^3 pour 100	H^2SO^4 pour 100	Acide à 60° Baumé	Acide à 53° Baumé	SO^3	H^2SO^4	Acide à 60° Baumé	Acide à 53° Baumé
0	1,000	0,7	0,9	1,2	1,3	0,007	0,009	0,012	0,013
1	1,007	1,5	1,9	2,4	2,8	0,015	0,019	0,024	0,028
2	1,014	2,3	2,8	3,6	4,2	0,023	0,028	0,036	0,042
3	1.022	3,1	3,8	4,9	5,7	0,032	0,039	0,050	0,058
4	1,029	3,9	4,8	6,1	7,2	0,040	0,049	0,063	0,074
5	1,037	4,7	5,8	7,4	8,7	0,049	0,060	0,077	0,090
6	1,045	5,6	6,8	8,7	10,2	0,059	0,071	0,091	0,107
7	1,052	6,4	7,8	10,0	11,7	0,067	0,082	0,105	0,123
8	1,060	7,2	8,8	11,3	13,1	0,076	0,093	0,120	0,139
9	1,067	8,0	9,8	12,6	14,6	0,085	0,105	0,134	0,156
10	1,075	8,8	10,8	13,8	16,1	0,095	0,116	0,148	0,173
11	1,083	9,7	11,9	15,2	17,8	0,105	0,129	0,165	0,193
12	1,091	10,6	13,0	16,7	19,4	0,116	0,142	0,182	0,211
13	1,100	11,5	14,1	18,1	21,0	0,126	0,155	0,199	0,231
14	1,108	12,4	15,2	19,5	22,7	0,137	0,168	0,216	0,251
15	1,116	13,2	16,2	20,7	24,2	0,147	0,181	0,231	0,270
16	1,125	14,1	17,3	22,2	25,8	0,159	0,195	0,250	0,290
17	1,134	15,1	18,5	23,7	27,6	0,172	0,210	0,269	0,313
18	1,142	16,0	19,6	25,1	29,2	0,183	0,224	0,287	0,333
19	1,152	17,0	20,8	26,6	31,0	0,196	0,233	0,306	0,357
20	1,162	18,0	22,2	28,4	33,1	0,209	0,258	0,330	0,385
21	1,171	19,0	23,3	29,8	34,8	0,222	0,273	0,349	0,407

(1) *Agenda du chimiste.*

Densités des solutions aqueuses d'acide sulfurique à 15° (*Suite*)

(J. Kolb)

Degrés Baumé	Densités	100 parties en poids contiennent				1 litre contient en kilogr.			
		SO^3	H^2SO^4 pour 100	Acide à 60° Baumé	Acide à 53° Baumé	SO^3	H^2SO^4	Acide à 60° Baumé	Acide à 53° Baumé
22	1,180	20,0	24,5	31,4	36,6	0,236	0,289	0,370	0,432
23	1,190	21,1	25,8	33,0	38,5	0,251	0,307	0,393	0,458
24	1,200	22,1	27,1	34,7	40,5	0,265	0,325	0,416	0,486
25	1,210	23,2	28,4	36,4	42,4	0.281	0,344	0,440	0,513
26	1,220	24,2	29,6	37,9	44,2	0,295	0,361	0,463	0.539
27	1,231	25,3	31,0	39,7	46,3	0.31[illegible]	0.382	0,489	0.570
28	1,241	26,3	32,2	41,2	48,1	0.326	0.400	0,511	0,597
29	1,252	27,3	33,4	42,8	4[illegible],9	0 342	0,418	0,536	0,625
30	1,263	28,3	34,7	44,4	51,8	0,357	0,438	0,561	0,654
31	1,274	29,4	36,0	46,1	53,7	0.374	0,459	0,587	0,684
32	1,285	30,5	37,4	47,9	55,8	0,392	0.481	0.616	0,717
33	1,297	31,7	38,8	49,7	57,9	0.411	0,503	0,645	0,751
34	1,308	32,8	40,2	51,1	60,0	0,429	0,526	0,674	0,785
35	1,320	33,8	41,6	53,3	62,1	0,447	0,549	0,704	0,820
36	1,332	35,1	43,0	55,1	64,2	0.468	0,573	0,734	0,856
37	1,345	36,2	44,4	56,9	66,3	0,487	0,597	0,765	0,892
38	1,357	37,2	45,5	58,3	67,9	0,505	0,617	0,791	0,921
39	1,370	38,3	46,9	60,0	70.0	0 525	0,642	0,822	0,959
40	1,383	39,5	48,3	61,9	72,1	0,546	0'668	0.856	0,997
41	1,397	40,7	49,8	63,8	74,3	0,569	0,696	0.8[illegible]1	1,033
42	1,410	41,8	51,2	65,6	76,4	0,589	0,722	0,925	1,077
43	1,424	42,9	52,8	67,4	78,5	0,611	0,749	0,960	1,108
44	1,438	44,1	54,0	69,1	80,6	0,634	0,777	0,994	1,159

Densités des solutions aqueuses d'acide sulfurique à 15° (*Suite*)

(J. KOLB)

Degrés Baumé	Densités	100 parties en poids contiennent: SO^3 pour 100	H^2SO^4 pour 100	Acide à 60° Baumé	Acide à 53° Baumé	1 litre contient en kilogr.: SO^3	H^2SO^4	Acide à 60° Baumé	Acide à 53° Baumé
45	1,453	45,2	55,4	70,9	82,7	0,657	0,805	1,030	1,202
46	1,468	46,4	56,9	72,9	84,9	0,681	0,835	1,070	1.246
47	1,483	47.6	58,3	74,7	87,0	0,706	0,864	1,108	1,290
48	1,498	48,7	59,6	76.3	89,0	0,730	0,893	1,143	1,330
49	1,514	49,8	61,0	78,1	91,0	0 754	0,923	1.182	1,378
50	1,530	51,0	62,5	80,0	93,3	0,780	0,956	1,224	1,427
51	1,540	52,2	64,0	82,0	95,5	0,807	0,990	1,268	1,477
52	1,563	53,5	65,5	83,9	97,8	0,836	1,024	1,311	1,529
53	1,580	54,9	67,0	85,8	100,0	0,867	1,059	1,355	1,580
54	1,597	56,0	68,6	87,8	102,4	0,894	1,095	1,402	1.636
55	1,615	57,1	70,0	89,6	104,5	0,922	1,131	1,447	1,688
56	1,634	58,4	71,6	91,7	106,9	0,954	1,170	1,499	1,747
57	1,652	59,7	73,2	93,7	109,2	0,986	1,210	1,548	1,804
58	1,672	61,0	74,7	95,7	111,5	1,019	1,248	1,599	1,863
59	1,691	62,4	76,4	97,8	114,0	1,055	1,292	1,654	1,928
60	1,711	63,8	78,1	100,0	116,6	1,092	1,336	1,711	1,995
61	1,732	65,2	79,9	102,3	119,2	1,129	1,384	1,772	2,065
62	1,753	66,7	81,7	104,6	121,9	1,169	1,432	1,838	2,137
63	1,774	68,7	84,1	107,7	125,5	1,219	1,492	1,911	2,226
64	1,796	70,6	86,5	110,8	129.1	1,268	1,554	1,990	2,319
65	1,819	73,2	89,7	114,8	133,8	1,332	1,632	2,088	2,434
66	1,842	81,6	100,0	128,0	149,3	1,523	1,842	2,358	2,750

Densités à 0° des solutions d'acide sulfurique donnant leur richesse en acide et en anhydride sulfurique

Degrés à l'aréomètre	Densités	La température étant 0°	
		Acide monohydraté pour 100	Acide anhydre pour 100
	1,036°	5,1°	4,2°
10	1,075	10,3	8,4
15	1,116	15,5	12,7
20	1,161	21,2	17,3
25	1 209	27,2	22,2
30	1,262	33,6	27,4
33	1.296	37,6	30,7
35	1,320	40,4	33,0
36	1.332	41,7	34,1
37	1,345	43,1	35,2
38	1,357	44,5	36,3
39	1,370	45,9	37,5
40	1,383	47,3	38,6
41	1,397	48,7	39,7
42	1,410	50,0	40,8
43	1,424	51,4	41,9
44	1.438	52,8	43,1
45	1,453	54,3	44,3
46	1,468	55,7	45.5
47	1,483	57,1	46,6
48	1,498	58,5	47,8
49	1,514	60,0	49,0
50	1,530	61,4	50 1
51	1,546	62,9	51,3

Densités à 0° des solutions d'acide sulfurique donnant leur richesse en acide et en anhydride sulfurique (*suite*)

Degrés à l'aréomètre	Densités	La température étant 0°	
		Acide monohydraté pour 100	Acide anhydre pour 100
52	1.563	64,4	52,6
53	1,580	65,9	53,8
54	1,597	67,4	55,0
55	1,615	68,9	56,2
56	1,634	70,5	57,5
57	1,652	72,1	58,8
58	1,671	73,6	60,1
59	1,691	75,2	61,4
60	1,711	76,9	62,8
61	1.732	78,6	64,2
62	1,753	80,4	65,7
63	1,774	82,4	67,2
64	1,796	84,6	69'0
65	1,819	87,4	71,2
65,5	1,830	89,1	71,3
65,8	1,837	90,4	73,8
66	1,842	91,3	74,5
66'2	1.846	92,5	75,5
66,4	1,852	95,0	77,5
66,6	1,857	100,0	81,6

Densités à 15° des solutions d'acide sulfurique donnant leur richesse en acide et en anhydride sulfurique.

(BINEAU. — Calcul par OTTO)

Densités	SO^4H^2 o/o	SO^3 o/o	Densités	SO^4H^2 o/o	SO^3 o/o
1,8426	100	81,63	1,675	75	61,22
1,842	99	80,81	1.663	74	60,40
1,8406	98	80,00	1,651	73	59.59
1.840	97	79,18	1,639	72	58,77
1.8384	96	78,36	1,627	71	57,95
1,8376	95	77,55	1.615	70	57.14
1,8356	94	76,73	1,604	69	56,32
1,834	93	75,91	1,592	68	55,59
1,831	92	75,10	1,580	67	54,69
1,827	91	74,28	1,568	66	53,87
1,822	90	73,47	1,557	65	53,05
1,816	89	72,65	1,545	64	52,24
1,809	88	71,83	1.534	63	51,42
1.802	87	71,02	1,523	62	50,61
1,794	86	70,10	1,512	61	49,79
1,786	85	69,38	1,501	60	48,98
1,777	84	68,57	1,490	59	48,16
1,767	83	67,75	1,480	58	47,34
1,756	82	66,94	1,469	57	46,53
1,745	81	66,12	1,4586	56	45,71
1,734	80	65,30	1,448	55	44,89
1,722	79	64,48	1.438	54	44,07
1,710	78	63,67	1,428	53	43,26
1,698	77	62,85	1,418	52	42,45
1,686	76	62,04	1,408	51	41,63

Densités à 15° des solutions d'acide sulfurique donnant leur richesse en acide et en anhydride sulfurique (*Suite*)

(BINEAU. — Calcul par OTTO)

Densités	SC^4H^2 o/o	SO^3 o/o	Densités	SO^4H^2 o/o	SO^3 o/o
1,398	50	40,81	1,182	25	20,40
1,3886	49	40,00	1,174	24	19,58
1,379	48	39.18	1,167	23	18,77
1,370	47	38,36	1,159	22	17,95
1,361	46	37,55	1,1516	21	17,14
1,351	45	36.73	1,144	20	16,32
1,342	44	35,82	1,136	19	15,51
1,333	43	35,10	1,129	18	14,69
1,324	42	34,28	1,121	17	13,87
1,315	41	33,47	1,1136	16	13,06
1,306	40	32,65	1,106	15	12,24
1,2976	39	31,83	1,098	14	11,42
1.289	38	31,02	1,091	13	10,61
1,281	37	30,20	1,083	12	9,79
1,272	36	29,38	1,0756	11	8,98
1,264	35	28,57	1,068	10	8,16
1.256	34	27,75	1,061	9	7,34
1,2476	33	26.94	1.0536	8	6,53
1.239	32	26,12	1,0464	7	5,71
1,231	31	25.30	1,039	6	4,89
1,223	30	24,49	1,032	5	4.08
1,215	29	23,67	1,0256	4	3,26
1,2066	28	22,85	1,019	3	2,445
1,198	27	22,03	1,013	2	1,63
1,190	26	21.22	1,0064	1	0,816

Densités de l'acide sulfurique fumant

(A. WINKLER)

Densité à 20°	SO^3 total	100 parties renferment		Acide à 66° Baumé
		SO^3 volatil	SO^4H^2	
1,835	75,31		92,25	100
1,840	77,38		94 79	91,61
1,845	79,28		97,11	83,92
1,850	80,01		98,01	80,91
1,855	80,95		98,46	77,15
1,860	81,84	1,54	98,16	73,55
1,865	82,12	2,66	97,34	72,43
1,870	82,41	4 28	95,76	71,24
1,875	82,63	5,44	94,56	70,05
1,880	82,81	6,42	93,58	69,62
1,885	82,97	7,29	92,71	68,97
1,890	82,13	8,16	91,94	68,23
1,895	83,43	9,34	90,66	67,48
1,900	83,48	10,07	89,93	66,91
1,905	83,57	10,56	89,44	66,34
1,910	83,73	11,43	88,57	65,91
1,915	84,03	13,33	86,67	64,48
1,920	84,56	15,95	84,05	62,73
1,925	85,06	18,67	81,33	60,51
1,930	85,57	21,34	78,66	58,44
1,935	86,25	25,65	74,35	55,77
1,940	86,78	28,03	71,97	53,54
1,945	87,13	29,94	70,06	52,12
1,950	87,41	31,46	68,54	50,99
1,955	87,25	32,77	67,23	50,02
1,960	88,22	35,87	64,13	47,61
1,965	88,92	39,68	60,32	44,87
1,970	89,83	44,64	55,36	41,19

Table d'Anthon

La première colonne *a* indique la quantité d'acide sulfurique à 60° à ajouter à 100 parties d'eau à 15° pour obtenir un acide de la densité indiquée dans la colonne *b*.

a	*b*	*a*	*b*	*a*	*b*	*a*	*b*
1	1,000	85	1,357	250	1,630	430	1,743
2	1,015	90	1,372	260	1,640	440	1,746
5	1,035	95	1,386	270	1,658	450	1,750
10	1,060	100	1.398	280	1,667	460	1,754
15	1,090	110	1,420	290	1,678	470	1,757
20	1.113	120	1,438	300	1,689	480	1,760
25	1,140	130	1,456	310	1,700	490	1,763
30	1,165	140	1,473	320	1,705	500	1,766
35	1,187	150	1,490	330	1,710	510	1 768
40	1,210	160	1,510	340	1,714	520	1.770
45	1,229	170	1,530	350	1,719	530	1,772
50	1,248	180	1,543	360	1,723	540	1,774
55	1,265	190	1 556	370	1,727	560	1,776
60	1,280	200	1,568	380	1,730	570	1,777
65	1.297	210	1,580	390	1,733	580	1,778
70	1,312	220	1,593	400	1,737	590	1,780
75	1,326	230	1,606	410	1,740	600	1,782
80	1,340	240	1,620	420	1,742		

Densités des solutions d'acide phosphorique donnant leur richesse en anhydride phosphorique Ph^2O^5 et en acide phosphorique hydraté PhO^4H^3.

(WATTS)

Densités	Acide phosphorique anhydre Ph^2O^5 p. 100	Acide phosphorique hydraté PhO^4H^3 p 100	Densités	Acide phosphorique anhydre Ph^2O^5 p. 100	Acide phosphorique hydraté PhO^4H^3 p.100
1,503	49,60	68,35	1,257	29,16	40,29
1,492	48,41	66,81	1,247	28,24	39,00
1,476	47,10	64,03	1,236	27,30	37,69
1,464	45,63	63,00	2,226	26,36	36,42
1,453	45,38	62,64	1,211	24,79	34,26
1,442	44,13	60,90	1,197	23,23	32,10
1,434	43,95	60,67	1,185	22,07	30,48
1,426	43 28	59,73	1,173	20,91	28,87
1,418	42,61	58,22	1,162	19,73	27,24
1,401	41,60	57,42	1,153	18,81	26,00
1,392	40,86	56,40	1,144	17,89	24,71
1,384	40,12	55,40	1,136	16,95	23,41
1,376	39,66	54,75	1,124	15,64	21,67
1,369	39,21	54,20	1,113	14,33	19,80
1,356	38,00	52,46	1,109	13,25	18,30
1,347	37,37	51,62	1,081	10,44	14,42
1,339	36,74	50,71	1,073	9,53	13,16
1,328	36,15	50,93 (1)	1,066	8,62	11,91
1,315	34,82	48,10	1,056	7,39	10,21
1,302	33,49	46,26	1,047	6,17	8,53
1,293	32,71	45,05	1,031	4,15	5,73
1,285	31,94	44,11	1,022	3,03	4,18
1,276	31,03	42,87	1,014	1,91	2,64
1,268	30,13	41,60	1,006	0,79	1,10

(1) 49,95 ?

Densités à 15° des solutions d'acide arsénique donnant leur richesse en acide et en anhydride arsénique.

(H. SCHIFF)

Densités	AsO^4H^3 p. cent	As^2O^5 p. cent
1,0337	5	4,05
1,0690	10	8,10
1,1061	15	12,15
1,1457	20	16,20
1,1882	25	20,25
1,2342	30	24,30
1,2840	35	28,35
1,3382	40	32,40
1,3973	45	36,45
1,4617	50	40,50
1,5320	55	44,55
1,6086	60	48,60
1,6919	65	52,65
1,7827	70	56,70

Densités à 20° des solutions d'acide chromique donnant leur richesse en CrO^3

(ZETNOW)

Densités	CrO^3 p. 100
1,3441	37,80
1,2191	32,59
1,2027	31,83
1,1569	19,33
1,0957	12,34
1,0679	8,79

Une solution saturée d'acide chromique qui en renferme 62,23 pour 100 à 20° a pour densité 1,7028.

Densités des solutions d'acide fluosilicique donnant leur richesse en $SiFl^4 2FlH$.

(F. Stolba, 1863)

Densités	$SiFl^4 2FlH$ p. 100	Densités	$SiFl 2FlH$ p. 100
1,3162	34	1,1281	15
1,3056	33	1,1190	14
1,2951	32	1,1100	13
1,2846	31	1,1011	12
1,2742	30	1,0922	11
1,2639	29	1,0834	10
1,2536	28	1.0747	9
1,2436	27	1,0661	8
1,2335	26	1,0576	7
1,2235	25	1,0491	6
1,2136	24	1,0407	5
1,2038	23	1,0324	4
1.1941	22	1,0283	3.5
1,1844	21	1,0242	3,0
1,1748	20	1,0201	2,5
1,1653	19	1,0161	2.0
1.1559	18	1,0120	1,5
1,1466	17	1,0080	1,0
1,1373	16	1,0040	0,5

Densités des solutions d'acide cyanhydrique donnant leur richesse en CyH.

(URE)

Densités	CyH pour 100	Densités	CyH pour 100
0,9979	1,60	0,9870	7,30
0,9974	2,00	0,9840	8,00
0,9958	3,00	0,9815	9,10
0,9940	4,00	0,9768	10,6
0,9923	5,00	0,9570	16,0
0,9890	6,40		

Densités des solutions d'acide formique donnant leur richesse en CH^2O^2.

Densités	CH^2O^2 p. 100	Densités	CH^2O^2 p. 100
1,025	10	1,142	60
1,053	20	1,161	70
1,080	30	1,180	80
1,105	40	1,201	90
1,124	50	1,223	100

Densités des solutions d'acide acétique donnant leur richesse en acide acétique cristallisable $C^2H^4O^2$

Température = 15°

(Oudemans)

Densités	$C^2H^4O^2$ pour 100	Densités	$C^2H^4O^2$ pour 100
1,0007	1	1,0363	26
1,0022	2	1,0375	27
1,0037	3	1,0388	28
1,0052	4	1,0400	29
1.0067	5	1,0412	30
1,0083	6	1,0424	31
1,0098	7	1,0436	32
1,0113	8	1,0447	33
1,0127	9	1.0459	34
1,0142	10	1,0470	35
1,0157	11	1,0481	36
1‘0171	12	1,0492	37
1,0185	13	1,0502	38
1,0201	14	1,0513	39
1,0214	15	1,0523	40
1,0228	16	1,0533	41
1,0242	17	1.0543	42
1,0256	18	1,0552	43
1,0270	19	1,0562	44
1;0284	20	1,0571	45
1,0298	21	1,0580	46
1,0311	22	1,0589	47
1,0324	23	1,0598	48
1,0337	24	1,0607	49
1,0350	25	1,0615	50

Densités des solutions d'acide acétique donnant leur richesse en acide acétique cristallisable $C^2H^4O^2$

Température = 15°

(Suite)

Densités	$C^2H^4O^2$ pour 100	Densités	$C^2H^4O^2$ pour 100
1,0623	51	1,0747	76
1,0631	52	1.0748	77
1,0638	53	1,0748	78
1,0646	54	1,0748	79
1,0653	55	1,0748	80
1.0660	56	1.0747	81
1,0666	57	1,0746	82
1,0673	58	1,0744	83
1,0679	59	1,0742	84
1,0685	60	1,0739	85
1,0691	61	1,0736	86
1.0697	62	1,0731	87
1,0702	63	1,0726	88
1,0707	64	1,0720	89
1,0712	65	1,0713	90
1,0717	66	1.0705	91
1,0721	67	1,0696	92
1,0725	68	1,0686	93
1,0729	69	1,0674	94
1,0733	70	1,0660	95
1,0737	71	1,0614	96
1,0740	72	1,0625	97
1,0742	73	1,0604	98
1.0744	74	1,0580	99
1,0746	75	1,0553	100

Densités à 15° des solutions d'acide oxalique donnant leur richesse en $C^2H^2O^4$, $2H^2O$

(Franz)

Densités	$C^2H^2O^4$, $2H^2O$ pour 100	Densités	$C^2H^2O^4$, $2H^2O$ pour 100
1,0032	1	1,0226	8
1,0064	2	1,0248	9
1,0096	3	1.0271	10
1,0128	4	1,0289	11
1.0160	5	1,0309	12
1,0182	6	1,0320	12,6
1,0204	7		

Densités à 15° des solutions d'acide tartrique donnant leur richesse en $C^4H^6O^6$

(Gerlach)

Densités	$C^4H^6O^6$ pour 100	Densités	$C^4H^6O^6$ pour 100
1,0090	2	1,1615	32
1,0179	4	1,1726	34
1,0273	6	1,1840	36
1,0371	8	1,1959	38
1,0469	10	1,2078	40
1,0565	12	1,2193	42
1,0661	14	1,2317	44
1,0761	16	1,2441	46
1,0865	18	1,2568	48
1,0969	20	1,2695	50
1,1072	22	1,2828	52
1,1175	24	1,2961	54
1,1282	26	1,3093	56
1,1393	28	1,3220	57,9 (1)
1,1505	30		

(1) Solution saturée.

Densités des solutions d'acide tannique donnant leur richesse en $C^{14}H^{10}O^{9}$

(HAMMER)

Densités	$C^{14}H^{10}O^{9}$ p. 100	Densités	$C^{14}H^{10}O^{9}$ p. 100
1,0040	1	1,0242	6
1,0080	2	1.0283	7
1,0120	3	1,0325	8
1,0160	4	1,0367	9
1,0201	5	1,0409	10

Densités des solutions d'acide citrique donnant leur richesse en $C^{6}H^{8}O^{7}, H^{2}O$

(GERLACH)

Densités	$C^{6}H^{8}O^{7}, H^{2}O$ pour 100	Densités	$C^{6}H^{8}O^{7}, H^{2}O$ pour 100
1,0074	2	1,1515	36
1,0149	4	1.1612	38
1,0227	6	1,1709	40
1,0309	8	1,1814	42
1,0392	10	1 1899	44
1,0470	12	1,1998	46
1,0549	14	1.2103	48
1,0632	16	1,2204	50
1,0718	18	1,2307	52
1,0805	20	1,2410	54
1,0889	22	1,2514	56
1,0972	24	1,2627	58
1,1060	26	1,2738	60
1,1152	28	1,2849	62
1,1241	30	1.2960	64
1,1333	32	1,3071	66
1,1422	34	1,3076	66,1 (1)

(1) Solution saturée.

Densités des solutions d'acide tartrique donnant leur richesse en $C^4H^6O^6$

(OSANN)

Densités	$C^4H^6O^6$ pour 100	Densités	$C^4H^6O^6$ pour 100
1,274	51,42	1.109	22.27
1,208	40,00	1,068	14,28
1,174	34,24	1,023	5.00
1,155	30,76	1,008	1,63
1,122	25,00		

DENSITÉS DES SOLUTIONS ALCALINES

Densités des solutions de potasse caustique donnant leur richesse en oxyde de potassium

(TUNNERMANN)

Température = 15°

Densités	K^2O pour 100	Densités	K^2O pour 100
1,3300	28,290	1,1437	14,145
1,3131	27,158	1,1308	13,013
1,2966	26,027	1,1182	11,882
1,2805	24,895	1,1059	10,750
1,2648	23,764	1,0938	9,619
1,2493	22,632	1,0819	8,487
1,2342	21,500	1,0703	7,355
1,2268	20,936	1,0589	6,224
1,2122	19,803	1,0478	5,002
1,1979	18,671	1,0369	3,961
1,1839	17,540	1,0260	2,829
1,1702	16,408	1,0153	1,697
1,1568	15,277	1,0050	0,5658

Densités des solutions de potasse caustique donnant leur richesse en oxyde de potassium

(DALTON)

Température = 15°

Densités	K^2O pour 100
1.42.	34,4
1,47.	39,6
1,68.	51,2
1,88.	63,6
2,00.	72,4

Densités des solutions de potasse caustique donnant leur richesse en hydrate de potassium

(H. SCHIFF)

Température = 15°

Densités	KOH pour 100	Densités	KOH pour 100
1,036	5	1.411	40
1,077	10	1,475	45
1,124	15	1,539	50
1,175	20	1,604	55
1,230	25	1,667	60
1,288	30	1,729	65
1,349	35	1,790	70

Densités des solutions de soude caustique donnant leur richesse en oxyde de sodium

(Tunnermann)

Température = 15°

Densités	Na^2O pour 100	Densités	Na^2O pour 100
1,4285	30,220	1,2392	15,110
1,4193	29,616	1,2280	14,506
1,4101	27,011	1,2178	13,901
1,4011	28.407	1,2058	13,297
1,3923	27,802	1,1948	12,692
1,3836	27,200	1.1841	12,088
1,3751	26,594	1,1734	11,484
1,3668	25,989	1,1630	10,879
1,3586	25.385	1,1528	10,275
1,3505	24,780	1,1428	9,670
1,3426	24,176	1,1330	9,066
1,3349	23,572	1,1233	8,462
1,3273	22,967	1,1137	7,857
1,3198	22,363	1,1042	7,253
1,3143	21,894	1,0948	6,648
1,3125	21,758	1,0855	6,044
1,3053	21,154	1,0675	4,835
1,2982	20,550	1,0587	4,231
1,2912	19,945	1,0500	3,626
1,2843	19,341	1.0414	3,022
1,2775	18,730	1,0330	2,418
1,2708	18,132	1,0246	1‘813
1,2642	17,528	1,0163	1,209
1.2578	16,923	1,0081	0,604
1,2515	16,319	1,0040	0,302
1,2453	15,714		

Densités des solutions de soude caustique donnant leur richesse en oxyde de sodium

(DALTON)

Densités	Na^2O pour 100
1,72	53,8
1,63	46,6
1,50	36,8
1,44	31,0

Densités des solutions de soude caustique donnant leur richesse en hydrate de sodium

(H. SCHIFF)

Température = 15°

Densités	NaHO pour 100	Densités	NaHO pour 100
1,059	5	1,437	40
1,115	10	1,488	45
1.170	15	1,540	50
1,225	20	1,591	55
1,279	25	1,643	60
1,332	30	1,695	65
1,384	35	1,748	70

Table donnant les densités et les richesses correspondantes des solutions d'ammoniaque dans l'eau (1).

(CARIUS)

Température = 14°

Densités	AzH^3 pour 100	Densités	AzH^3 pour 100
0,8844	36,0	0,9016	28,4
0.8852	35,6	0,9026	28,0
0,8860	35,2	0,9036	27,6
0,8868	34,8	0,9047	27.2
0,8877	34,4	0,9057	26,8
0,8885	34.0	0,9068	26,4
0,8894	33,6	0,9078	26,0
0,8903	33,2	0.9089	25,6
0,8911	32,8	0,9100	25,2
0,8920	32,4	0,9111	24,8
0 8929	32,0	0,9122	24,4
0,8938	31,6	0,9133	24,0
0,8948	31,2	0,9145	23,6
0,8957	30,8	0,9156	23,2
0,8967	30,4	0,9168	22,8
0,8976	30,0	0,9180	22,4
0,8986	29,6	0,9191	22,0
0,8996	29,2	0.9203	21,6
0,9006	28,8	0,9215	21,2

(1) Beaucoup de chimistes admettent dans l'ammoniaque aqueuse l'existence de l'hydrate d'ammonium AzH^4,OH. Or, il résulte des recherches de D. Tommasi que l'hydrate d'ammonium n'existe pas dans l'eau ammoniacale, et que, par conséquent, l'on a tort de comparer celle-ci à une solution de potasse ou de soude. (Pour plus de détails, voir le chapitre VIII, *Renseignements divers*).

Table donnant les densités et les richesses correspondantes des solutions d'ammoniaque dans l'eau

(*Suite*)

Température = 14°

Densités	AzH^3 pour 100	Densités	AzH^3 pour 100
0,9227	20,8	0,9578	10.4
0,9239	20,4	0,9593	10,0
0,9251	20,0	0,9603	9,6
0,9264	19.6	0,9623	9,2
0,9277	19,2	0,9639	8,8
0,9289	18,8	0,9654	8,4
0,9302	18,4	0,9670	8,0
0,9314	18	0,9685	7,6
0,9327	17,6	0,9701	7,2
0,9340	17,2	0,9717	6,8
0,9353	16,8	0,9733	6,4
0,9366	16,4	0,9749	6,0
0,9380	16,0	0,9765	5,6
0,9393	15,6	0.9781	5,2
0,9407	15,2	0,9799	4,8
0,9420	14,8	0,9815	4,4
0,9434	14,4	0,9831	4,0
0,9449	14,0	0,9847	3,6
0,9463	13,6	0,9863	3,2
0,9477	13,2	0,9882	2,8
0,9491	12,8	0,9899	2,4
0,9505	12,4	0,9917	2,0
0,9520	12.0	0,9932	1.6
0,9554	11,6	0,9956	1,2
0,9549	11,2	0,9967	0,8
0,9563	10,8	0,9983	0,4

Densités des solutions d'ammoniaque

(Wachsmuth, 1876)

Densités	AzH^3 par kilogr.	AzH^3 par litre	1 litre renferme AzH^3
0,870	384,4 gr.	334,5 gr.	464,5 cm³
0,875	365,7	320,0	445,0
0,880	347,2	305,5	425,2
0,885	329,4	289,4	406,4
0,890	311,6	277,3	387,3
0,895	294,4	263,4	368,4
0,900	277,3	249,5	349,5
0,905	260,9	236,1	331.1
0,910	244,9	222,8	312,8
0,915	229,2	209,7	294,7
0,920	213,4	196,3	276,3
0,925	198,2	183,3	257,8
0,930	182,9	170,1	240,1
0,935	167,9	157,0	202,0
0,940	152,9	143,7	203,7
0,945	138,5	130,0	185,8
0,950	124,2	118,0	168,0
0,955	110,5	105,5	150,5
0,960	97,0	93,1	132,1
0,965	83,5	80,5	115,5
0,970	70,2	68,0	98,0
0,975	57,7	56,2	84,2
0,980	45,3	41,3	64,3
0,985	33,1	32,5	47,5
0,990	21,0	20,7	30,7

Suivant Raoult, l'ammoniaque est plus soluble dans une solution d'azotate d'ammonium que dans l'eau pure, et réciproquement.

Sa solubilité dans une solution d'azotate de sodium est la même que dans l'eau pure. Elle est moindre dans la potasse et dans la soude que dans l'eau. Les solutions salines dissolvent en générale d'autant moins de gaz ammoniac qu'elles sont plus concentrées.

DENSITÉS DES SOLUTIONS SALINES

Méthode pour calculer la densité d'une solution renfermant l'équivalent de sel par litre

(VALSON)

Si M représente un radical métallique et R un radical métalloïdique, et si l'on passe de la solution MR à une autre solution *M*R′, on observera une variation de densité constante, dépendante de R′, indépendante de M. Si l'on passe de MR à M′R, la variation de densité dépendra de M′. Enfin, si l'on passe d'une solution MR à une solution M′R′, la variation totale de densité sera la somme des deux variations partielles. C'est la solution de chlorure d'ammonium qui sert de point de départ à cause de sa faible densité (1,105) inférieure aux densités de toutes les solutions connues. Les valeurs numériques des modules calculés par Valson représentent le nombre des millièmes qu'il faut ajouter à la densité du chlorure d'ammonium, quand on remplace le radical métallique ou métalloïdique par un radical différent. Le module de l'acide sulfurique étant

20, c'est ce nombre qu'il faut ajouter à la densité du chlorure d'ammonium pour avoir la densité relative à la solution normale de sulfate d'ammonium. On obtiendra de même la densité d'une solution de chlorure de sodium en ajoutant le module 25 du radical métallique au nombre 1,105 ce qui donnera 1,130. Enfin pour avoir la densité d'un sel tel que l'azotate de potasse, où les deux radicaux sont changés à la fois, on ajoutera à la densité du chlorure d'ammonium les deux modules du potassium et du radical azotique.

Le tableau suivant renferme les modules des radicaux métalliques rapportés à la solution normale de chlorure d'ammonium (D = 1,105).

Radical métallique

	Equivalents (1)	Modules de densité
Ammonium	18	0
Potassium	39	30
Sodium	23	25
Calcium	20	26
Magnésium	12	20
Strontium	44	55
Baryum	69	73
Maganèse	28	37
Fer	28	37
Zinc	33	41
Cuivre	32	42
Cadmium	56	61
Plomb	104	103
Argent	108	105

(1) Sur la demande de Valson, nous avons conservé dans ces tableaux la notation en équivalents (D. T.).

Radical métalloïdique

	Equivalents	Modules de densités
Chlore.	35,5	0
Brome.	80	34
Iode	127	64
Sulfurique SO^4.	48	20
Azotique AzO^6.	62	15
Carbonique CO^3	30	14
Bicarbonique C^2O^5	52	16

La règle de Valson n'est applicable qu'aux solutions très étendues (1).

Densités des solutions de chlorure de potassium donnant leur richesse en ClK

(GERLACH)

Température = 15°

Densités	KCL p. 100	Densités	KCL p. 100
1,0065	1	1,09345.	14
1,0130	2	1,10036.	15
1,0195	3	1,10750.	16
1,0260	4	1,11465.	17
1,0325	5	1,12171.	18
1,03916.	6	1,12894.	19
1,04582.	7	1,13608.	20
1,05248.	8	1,14348.	21
1,05914.	9	1,15088.	22
1,06580.	10	1,15828.	23
1,07271.	11	1,16568.	24
1,07962.	12	1,17234	24,9(2)
1,08654.	13		

(1) Pour les modules de capillarité, voir la page 221.
(2) Solution saturée.

Densités des solutions de bromure de potassium donnant leur richesse en BrK

(Kremers)

Température = 19°,5

Densités	KBr p. 100	Densités	KBr p. 100
1,037	5	1,256	30
1,075	10	1,309	35
1,116	15	1,366	40
1,159	20	1,430	45
1,207	25	1,500	50

Densités des solutions d'iodure de potassium donnant leur richesse en IK

(Kremers)

Température = 15°,5

Densités	IK p. 100	Densités	IK p. 100
1,038	5	1,271	30
1,078	10	1,331	35
1,120	15	1,396	40
1,166	20	1,546	50
1,218	25	1,734	60

Densités des solutions d'azotate de potassium donnant leur richesse en AzO^3K

(GERLACH)

Température = 15°

Densités	AzO^3K	Densités	AzO^3K
1,00641	1	1,07905	12
1,01283	2	1,08596	13
1,01924	3	1,09286	14
1,02566	4	1,09977	15
1,03207	5	1,10701	16
1,03870	6	1,11426	17
1,04534	7	1,12150	18
1,05197	8	1,12875	19
1,05861	9	1,13599	20
1,06524	10	1,14361	20,074 (1)
1,07215	11		

Densités des solutions de sulfate de potassium donnant leur richesse en SO^4K^2

(GERLACH)

Température = 15°

Densités	SO^4K^2	Densités	SO^4K^2
1,00820	1	1,04947	6
1,01635	2	1,05790	7
1,02450	3	1,06644	8
1,03277	4	1,07499	9
1,04105	5	1,08305	9,92

(1) Solution saturée.

Densités des solutions de l'alun de potassium donnant leur richesse en $(SO^4)^4K^2Al^2, 24H^2O$

(*Agenda du chimiste*)

Densités	$(SO^4)^4K^2Al^2, 24H^2O$ p. 100
1,0065	1
1,0110	2
1,0166	3
1,0218	4
1,0269	5
1,0320	6

Densités des solutions de ferrocyanure et de ferricyanure de potassium donnant leur richesse en Cy^6K^4Fe et $Cy^{12}K^6Fe^2$

(H. Schiff)

Température = 15°

Sel p. 100	Densités	
	Cy^6K^4Fe	$Cy^{12}K^6Fe^2$
5	1,0295	1,0261
10	1,0605	1,0538
15	1,0932	1,0831
20	1,1275	1,1139
25	—	1,1462
30	—	1,1802

Densités des solutions de chromate de potassium donnant leur richesse en CrO^4K^2

(H. Schiff)

Température = 19°,5

Densités	CrO^4K^2 p. 100
1,0349	4,27
1,0703	8,54
1,1087	12,81
1,1476	17,09
1,2333	25,63
1,3787	38,44

Densités des solutions de chlorate de potassium donnant leur richesse en ClO^3K

(Kremers)

Température = 19°,5

Densités	ClO^3K p. 100
1,007	1
1,014	2
1,026	4
1,033	5
1,039	6

Densités des solutions de carbonate de potassium donnant leur richesse en carbonate.

(Gerlach)

Température = 15°.

Densités	CO^3K^2 p. 100	Densités	CO^3K^2 p. 100
1,00914	1	1,27893	28
1,01829	2	1,28999	29
1,02743	3	1,30105	30
1,03658	4	1,31261	31
1,04572	5	1,32417	32
1,05513	6	1,33573	33
1,06454	7	1,34729	34
1,07396	8	1,35885	35
1,08337	9	1,37082	36
1,09278	10	1,38279	37
1,10258	11	1,39476	38
1,11238	12	1,40673	39
1,12219	13	1,41870	40
1,13199	14	1,43104	41
1,14179	15	1,44338	42
1,15200	16	1,45573	43
1,16222	17	1,46807	44
1,17243	18	1,48041	45
1,18265	19	1,49314	46
1,19286	20	1,50588	47
1,20344	21	1,51861	48
1,21402	22	1,53135	49
1,22459	23	1,54408	50
1,23517	24	1,55728	51
1,24575	25	1,57048	52
1,25681	26	1,57079	52,024 (1)
1,26787	27		

(1) Solution saturée.

Table indiquant, en centièmes, la richesse des solutions de sulfocarbonate de potassium, d'après leur degré aréométrique et leur densité.

(DELACHANAL, 1877)

Degrés Baumé	Densités	CS^3K^2 pour 100	CS^2 pour 100	Degrés Baumé	Densités	CS^3K^2 pour 100	CS^2 pour 100
1	1,007	1,1	0,45	28	1,240	32,3	13,18
2	1,014	2,1	0,86	29	1,251	33,6	13,71
3	1,022	3,1	1,27	30	1,262	35,0	14,28
4	1,029	4,2	1,71	31	1,273	36,5	14,89
5	1,036	5,2	2.12	32	1,284	37,8	15,42
6	1,044	6 3	2,57	33	1,296	39,2	15,99
7	1.052	7,4	3,02	34	1,308	40,7	16,60
8	1.060	8,4	3,43	35	1,320	42,0	17.13
9	1,067	9.6	3,92	36	1,332	43,5	17,70
10	1,075	10,7	4,37	37	1,345	44,8	18,28
11	1,083	11,7	4,77	38	1,357	46,2	18,85
12	1,091	12,8	5,22	39	1,370	47,5	19,39
13	1,100	13,9	5,67	40	1,383	48,9	19,95
14	1,108	15,0	6,12	41	1,397	50,4	20,56
15	1-116	16,1	6,57	42	1,410	51,8	21,13
16	1,125	17,3	7,06	43	1,424	53,3	21,75
17	1,134	18,5	7,55	44	1,438	54,9	22,40
18	1,143	19,6	8,00	45	1,453	56,4	23,01
19	1,152	20,8	8,49	46	1,468	57,8	23,58
20	1,161	22,0	8,98	47	1,483	59,4	24,23
21	1,171	23,2	9,47	48	1,498	60,8	24,80
22	1,180	24,4	9,96	49	1,514	62,3	25,42
23	1,190	25,8	10,53	50	1,530	63.7	25,99
24	1,199	27,1	11,06	51	1,546	65,1	26,66
25	1,209	28,5	11,62	52	1,563	66,5	27,13
26	1,219	29,8	12,16	53	1,580	68,0	27,74
27	1,229	31,1	12,69				

Densités des solutions d'oxalate neutre et acide de potassium donnant leur richesse en $C^2O^4K^2$ et C^2O^4KH.

(FRANZ)

Température = 17°,5

Densités	$C^2O^4K^2$ p. 100	Densités	$C^2O^4K^2$ p. 100
1,0134	2	1,0784	12
1,0268	4	1,0912	14
1,0401	6	1,1043	16
1,0529	8	1,1175	18
1,0656	10	1,1306	20

Densités	C^2O^4KH p. 100
1,0055	1
1,0110	2
1,0164	3
1,0218	4
1,0571	5

Densités à des solutions de tartrate de potassium donnant leur richesse en $C^4H^4O^6K^2 \frac{1}{2} H^2O$

(KREMERS)

Température = 19°,5

Densités	$C^4H^4O^6K^2 \frac{1}{2} H^2O$ p. 100
1,1198	18,067
1,2299	32,643
1,3355	45,150
1,4194	54,142
1,5051	62,734

Densités des solutions de chlorure de sodium donnant leur richesse en ClNa

(Gerlach)

Température = 15°

Densités	ClNa p. 100	Densités	ClNa p. 100
1,00725	1	1,11146	15
1,01450	2	1,11938	16
1,02174	3	1,12730	17
1,028999	4	1,13523	18
1,03624	5	1,14315	19
1,04366	6	1,15107	20
1,05108	7	1,15931	21
1,05851	8	1,16755	22
1,06593	9	1,17680	23
1,07335	10	1,18404	24
1,08097	11	1,19228	25
1,08859	12	1,20098	26
1,09622	13	1,20433	26,395 (1)
1,10384	14		

Densités des solutions de bromure de sodium donnant leur richesse en BrNa

(Kremers)

Température = 19°,5

Densités	BrNa p. 100	Densités	BrNa p. 100
1,040	5	1,281	30
1,080	10	1,344	35
1,125	15	1,410	40
1,174	20	1,483	45
1,226	25	1,565	50

(1) Solution saturée.

Densités des solutions d'iodure de sodium donnant leur richesse en INa

(KREMERS)

Température = 19°,5

Densités	INa p. 100	Densités	INa p. 100
1,040	5	1,294	30
1,082	10	1,360	35
1,128	15	1,432	40
1,179	20	1,600	50
1,234	25	1,810	60

Densités des solutions de chlorate de sodium donnant leur richesse en ClO^3Na

(KREMERS)

Température = 19°,5

Densités	ClO^3Na p. 100	Densités	ClO^3Na p. 100
1,007	1	1,070	10
1,015	2	1,125	20,1
1,024	3	1,184	24,5
1,031	4	1,248	31,5
1,039	5	1,294	36,2

Densités des solutions d'azotate de sodium donnant leur richesse en AzO^3Na

(Kremers)

Température = 19°,5

Densités	AzO^3Na p. 100
1,0332	5
1,0676	10
1,1418	20
1,2239	30
1,3155	40
1,4180	50

Densités des solutions d'azotate de sodium

(H. Schiff)

Température = 20°

Densités	AzO^3Na p. 100
1,3806	46,48
1,2326	30,99
1,1478	20,66
1,1075	15,50
1,0698	10,33
1,0342	5,16

Densités des solutions d'hyposulfite de sodium donnant leur richesse en $S^2O^3Na^2, 5H^2O$

(H. Schiff)

Température = 19°

Densités	$S^2O^3Na^2, 5H^2O$ p. 100	Densités	$S^2O^3Na^2, 5H^2O$ p. 100
1,0105	2	1,1558	28
1,0211	4	1,1676	30
1,0317	6	1,1800	32
1,0423	8	1,1924	34
1,0529	10	1,2048	36
1,0639	12	1,2172	38
1,0751	14	1,2297	40
1,0863	16	1,2427	42
1,0975	18	1,2558	44
1,1087	20	1,2690	46
1,1204	22	1,2822	48
1,1322	24	1,2954	50
1,1440	26		

Densités des solutions de sulfate de sodium donnant leur richesse en SO^4Na^2

(Gerlach)

Température = 15°

Densités	SO^4Na^2 p. 100	Densités	SO^4Na^2 p. 100
1,00911	1	1,06447	7
1,01822	2	1,07375	8
1,02736	3	1,08325	9
1,03650	4	1,09275	10
1,04575	5	1,10204	11
1,05500	6	1,11170	11,952(1)

(1) Solution saturée.

Densités des solutions de sulfate de sodium donnant leur richesse en $SO^4Na^2, 10H^2O$

(H. Schiff)

Densités	$SO^4Na^2, 10H^2O$ p. 100
1,0131	3,33
1,0263	6,66
1,0398	10,00
1,0533	13,24
1,0806	20,01
1,1222	30,01

Densités des solutions de phosphate bisodique donnant leur richesse en phosphate cristallisé

(H. Schiff)

Température = 19°

Densités	$PhO^4HNa^2, 12H^2O$ p. 100
1,0067	1,165
1,0114	2,330
1,0160	3,495
1,0198	4,659
1,0220	5,294
1,0292	6,988
1,0442	10,588

Densités des solutions de phosphate trisodique donnant leur richesse en $PhO^4Na^3, 12H^2O$

(H. Schiff)

Température = 15°

Densités	$PhO^4Na^3, 12H^2O$ p. 100
1,0193	4,40
1,0393	8,80
1,0495	11,00
1,0812	17,60
1,1035	22,03

Densités des solutions d'arséniates bisodique donnant leur richesse en $AsO^4HNa^2, 12H^2O$

(H. Schiff)

Température = 14°

Densités	$AsO^4HNa^2, 12H^2O$ p. 100
1,0169	4
1,0344	8
1,0525	12
1,0714	16
1,1102	23,9
1,1722	35,9

Densités des solutions d'arséniate monosodique donnant leur richesse en AsO^4NaH^2, H^2O

(H. SCHIFF)

Température = 17°

Densités	AsO^4NaH^2, H^2O
1,0226.	4,22
1,0460.	8,44
1,0577.	10,55
1,0938.	16,88
1,1186.	21,10

Densités des solutions d'arséniate trisodique donnant leur richesse en $AsO^4Na^3, 12H^2O$

(H. SCHIFF)

Température = 17°

Densités	$AsO^4Na^3, 12H^2O$ p. 100
1,0193.	4,40
1,0393.	8,80
1,0495.	11,00
1,0812.	17,60
1,1035.	22,03

Densités des solutions de tungstate de sodium

(Franz, 1871)

Température = 24°,5

Densités	TuO^4Na^2, $2H^2O$ p. 100	TuO^4Na^2 p. 100
1,012	2	1,782
1,029	4	3,564
1,045	6	5,345
1,059	8	7,127
1,075	10	8,909
1,092	12	10,691
1,110	14	12,673
1,130	16	14,254
1,147	18	16,036
1,166	20	17,818
1,185	22	19,600
1,204	24	21,382
1,227	26	23,163
1,250	28	24,945
1,274	30	26,727
1,305	32	28,509
1,335	34	30,291
1,364	36	32,073
1,397	38	33,855
1,430	40	35,636
1,460	42	37,418
1.492	44	39,200

Densités des solutions de carbonate de sodium donnant leur richesse en carbonate

(GERLACH)

Température = 15°

Densités	CO^3Na^2 p. 100	Densités	CO^3Na^2 p. 100
1,01050	1	1,09500	9
1,02101	2	1,10571	10
1,03151	3	1,11655	11
1,04201	4	1,12740	12
1,05255	5	1,13845	13
1,06309	6	1,14950	14
1,07369	7	1,15360	14,354
1,08430	8		

Densités des solutions de carbonate de sodium donnant leur richesse en $CO^3Na^2, 10H^2O$

(H. SCHIFF)

Température = 23°

Densités	$CO^3Na^2, 10H^2O$ p. 100
1,0219	5,43
1,0430	10,85
1,0638	16,27
1,0859	21,70
1,1307	32,54
1,1995	48,81

Densités des solutions de carbonate de sodium donnant leur richesse en carbonate

(TUNNERMANN)

Température = 15°

Densités	CO^3Na^2 pour 100	Densités	CO^3Na^2 pour 100
1,1816	14,880	1,0847	7,440
1,1748	14,508	1,0802	6,768
1,1698	14,136	1,0757	6,396
1,1648	13,764	1,0713	6,324
1,1598	13,392	1,0669	5,972
1,1549	13,020	1,0625	5,580
1,1500	12,648	1,0578	5,208
1,1452	12,276	1,0537	4,836
1,1404	11,904	1,0494	4,464
1,1356	11,532	1,0452	4,092
1,1308	11,160	1,0410	3,720
1,1261	10,788	1,0368	3,348
1,1214	10,416	1,0327	2,976
1,1167	10,014	1,0286	2,504
1,1120	9,672	1,0245	2,232
1,1074	9,300	1,0204	1,850
1,1028	8,928	1,0163	1,488
1,0982	8,556	1,0121	1,116
1,0937	8,184	1,0081	0,744
1,0892	7,812	1,0040	0,372

Densités des solutions d'acétate de sodium donnant leur richesse en $C^2H^3O^2Na$

(Franz)

Température = 17°,5

Densités	$C^2H^3O^2Na$ p. 100	Densités	$C^2H^3O^2Na$ p. 100
1,0116	2	1,0910	18
1,0232	4	1,1074	20
1,0341	6	1,1194	22
1,0439	8	1,1314	24
1,0538	10	1,1440	26
1,0644	12	1,1572	28
1,0750	14	1,1706	30
1,0856	16		

Densités des solutions de tartrate de sodium et sodico - potassique donnant leur richesse en $C^4H^4O^6Na^2$, $2H^2O$ et $C^4H^4O^6NaK$, $4H^2O$

(Kremers)

Température = 19°,5

Densités	$C^4H^4O^6Na^2$, $2HO^2$ pour 100	Densités	$C^4H^4O^6NaK$, $4H^2O$ pour 100
1,0587	9,710	1,0674	13,022
1,1136	18,358	1,1228	23,102
1,1669	26,360	1,1840	33,566
1,2199	33,917	1.2410	42,794
1,2636	39,925	1,2949	51,034

Densités des solutions de chlorure de lithium donnant leur richesse en ClLi

(Gerlach)

Température = 15°

Densités	ClLi pour 100
1,0580	10
1,1172	20
1,1819	30
1,2557	40
1,2827	43 2 (1)

Densités des solutions de bromure de lithium donnant leur richesse en BrLi

(Kremers)

Température = 19°,5

Densités	BrLi pour 100	Densités	BrLi pour 100
1,035	5	1,254	30
1,072	10	1,309	35
1,113	15	1,368	40
1,156	20	1,500	45
1,204	25	1,580	50

(1) Solution saturée.

Densités des solutions d'iodure de lithium donnant leur richesse en ILi

(KREMERS)

Densités	ILi pour 100	Densités	IDi pour 100
1,038	5	1,280	30
1,079	10	1,344	35
1,124	15	1,414	40
1,172	20	1,575	50
1,224	25	1,777	60

Densités des solutions de chlorure d'ammonium (sel ammoniac) donnant leur richesse en $ClAzH^4$

(GERLACH)

Température = 15°

Densités	$ClAzH^4$ pour 100	Densités	$ClAzH^4$ pour 100
1.00316	1	1,04524	15
1,00632	2	1,04805	16
1,00948	3	1,05086	17
1,01264	4	1,05367	18
1,01580	5	1.05648	19
1,01880	6	1,05929	20
1,02180	7	1,06204	21
1,02481	8	1,06479	22
1.02781	9	1,06754	23
1,03081	10	1,07029	24
1,03370	11	1,07304	25
1,03658	12	1,07375	26
1,03947	13	1,07658	26,297 (1)
1,04325	14		

(1) Solution saturée.

Densités des solutions de sulfate d'ammonium donnant leur richesse en $SO^4 (AzH^4)^2$

(H. Schiff)

Température = 19°

Densités	$SO^4(AzH^4)^2$ p. 100	Densités	$SO^4(AzH^4)^2$ p. 100
1,0575	10	1,1724	30
1,0862	15	1,2004	35
1,1149	20	1,2284	40
1,1439	25	1,2583	45

Densités des solutions d'alun d'ammonium donnan leur richesse en $(SO^4)^4 Al^2 (AzH^4)^2, 24H^2O$

Température = 17°,5

Densités	$(SO^4)^4Al^2 (AzH^4)^2,24H^2O$ pour 100	Densités	$(SO^4)^4Al^2 (AzH^4)^2,24H^2O$ pour 100
1,0060	1	1,0200	4
1,0109	2	1,0255	5
1,0156	3	1,0305	6

Densités des solutions de sulfocyanate d'ammonium donnant leur richesse en CyS AzH^4

Température = 15°

Densités	CyS AzH^4 p. 100	Densités	CyS AzH^4 p. 100
1,020	10	1,050	20
1,026	11,1	1,070	25
1,031	12,5	1,077	33,3
1,034	14,2	1,137	50,0
1,042	16,6		

Densités des solutions de chlorure de magnésium donnant leur richesse en Cl^2Mg

(Gerlach)

Température = 15°

Densités	$MgCl^2$ pour 100	Densités	$MgCl^2$ pour 100
1,01689	2	1,15922	18
1,03378	4	1,17800	20
1.05096	6	1,19775	22
1,06844	8	1,21750	24
1,08592	10	1,23777	26
1,10398	12	1,25857	28
1,12203	14	1,2794	30
1,14045	16		

Densités des solutions de bromure de magnésium donnant leur richesse en Br^2Mg

(Kremers)

Température = 19°,5

Densités	Br^2Mg pour 100
1,0965	12,2
1,1864	24,5
1,2811	38.3
1,4386	64,2
1,5693	88,6

Densités des solutions d'iodure de magnésium donnant leur richesse en I^2Mg

(Kremers)

Température = 19°,5

Densités	I^2Mg pour 100	Densités	I^2Mg pour 100
1,043	5	1,4945	70,5
1,1121	14,2	1,6623	100,5
1,2185	28,5	1,9098	151,4
1,3563	48,6		

Densités des solutions d'azotate de magnésium donnant leur richesse en $(AzO^3)^2 Mg$

(H. Schiff)

Température = 21°

Densités	$(AzO^3)^2 Mg, 6H^2O$ pour 100	Densités	$(AzO^3)^2 Mg, 6H^2O$ pour 100
1,0078	2	1,0843	20
1,0158	4	1,1073	25
1,0239	6	1,1320	30
1,0321	8	1,1558	35
1,0405	10	1,1811	40
1,0543	13	1,2072	45
1,0663	16	1,2340	50

Densités des solutions de sulfate de magnésium donnant leur richesse en SO^4Mg et $SO^4Mg, 7H^2O$

(Gerlach)

Température = 15°

Densités	SO^4Mg pour 100	$SO^4Mg, 7H^2O$ pour 100
1,02062	2	4,097
1,04123	4	8,195
1,06229	6	12,292
1,08379	8	16,390
1,10529	10	20,487
1.12806	12	24,585
1,15083	14	28,682
1,17420	16	32,780
1.19816	18	36,877
1,22212	20	40,975
1,24718	22	45,072
1,27225	24	49,170
1,28802	25,25	51,726 (1)

(1) Solution saturée.

Densité des solutions de chlorure de calcium donnant leur richesse en Cl^2Ca

(GERLACH)

Température = 15°

Densités	Cl^2Ca pour 100	Densités	Cl^2Ca pour 100
1,01704	2	1,22336	24
1,03407	4	1,24450	26
1,05146	6	1,26619	28
1,06921	8	1,28789	30
1.08695	10	1,31045	32
1,10561	12	1,33302	34
1,12427	14	1,35610	36
1,14332	16	1,37970	38
1,16277	18	1,40330	40
1,18222	20	1,41104	40,46 (1)
1,20279	22		

Densités des solutions de bromure de calcium, donnant leur richesse en Br^2Ca

(KREMERS)

Température = 19°,5

Densités	Br^2Ca pour 100
1,1386	17,65
1,2660	35,43
1,3983	55.91
1,5214	77,04
1,6517	102,56

(1) Solution saturée.

Densités des solutions d'iodure de calcium donnant leur richesse en I^2Ca

(Kremers)

Température = 19°,5

Densités	I^2Ca pour 100	Densités	I^2Ca pour 100
1,044	5	1,5558	82,4
1,1854	24,3	1,6845	106,6
1,3786	52,7	2,0065	190,4

Densités des solutions d'azotate de calcium

(Franz, 1872)

Azotate de calcium anhydre $(AzO^3)^2$ Ca	Densités à 17°,5	Azotate de calcium anhydre $(AzO^3)^2$ Ca	Densités à 17°,5
2 p. 100	1,0182	32 p. 100	1,2946
4	1,0364	34	1,3168
6	1,0532	36	1,3390
8	1,0696	38	1,3668
10	1,0862	40	1,3846
12	1,1032	42	1,4094
14	1,1202	44	1,4342
16	1,1378	46	1,4604
18	1,1558	48	1,4876
20	1,1736	50	1,5148
22	1,1930	52	1,5433
24	1,2124	54	1,5728
26	1,2321	56	1,6031
28	1,2523	58	1,6345
30	1,2724	60	1,6660

Densités des solutions d'acétate de calcium donnant leur richesse en $(C^2H^3O^2)^2$ Ca

(Franz)

Température = 17°,5

Densités	$(C^2H^3O^2)^2$ Ca pour 100	Densités	$(C^2H^3O^2)^2$ Ca pour 100
1,0132	2	1,0792	18
1,0264	4	1,0874	20
1,0362	6	1,0976	22
1,0426	8	1,1078	24
1.0492	10	1,1189	26
1,0562	12	1.1307	28
1,0632	14	1,1426	30
1,0708	16		

Densités des solutions de chlorure de strontium donnant leur richesse en Cl^2Sr

(Gerlach)

Température = 15°

Densités	Cl^2Sr pour 100	Densités	Cl^2Sr pour 100
1,01813	2	1,19890	20
1,03626	4	1,22255	22
1,05484	6	1,24622	24
1,07385	8	1,27085	26
1,09287	10	1,29642	28
1,11327	12	1,32159	30
1,13367	14	1,34911	32
1,15488	16	1,36847	33,378 (1)
1,17689	18		

(1) Solution saturée.

Densités des solutions de bromure de strontium donnant leur richesse en Br^2Sr

(Kremers)

Température = 19°,5

Densités	Br^2Sr pour 100
1,1327	16.15
1,2620	33,05
1,3784	49,51
1,5106	69,57
1,6809	98,13

Densités des solutions d'iodure de strontium donnant leur richesse en I^2Sr

(Kremers)

Densités	I^2Sr pour 100	Densités	I^2Sr pour 100
1,045	5	1,6269	89,9
1,2160	27,5	1,8349	127,9
1,4329	58,4	1,9725	156,9

Densités des solutions d'azotate de strontium donnant leur richesse en $(AzO^3)^2$ Sr

(Kremers

Densités	$(AzO^3)^2$ Sr pour 100	Densités	$(AzO^3)^2$ Sr pour 100
1,017	2	1,131	15
1,034	4	1,181	20
1,049	6	1,292	30
1,068	8	1,422	40
1,085	10		

Densités à 15° des solutions de chlorure de baryum donnant leur richesse en Cl^2Ba

(Gerlacr)

Température = 15°

Densités	Cl^2Ba pour 100	Densités	Cl^2Ba pour 100
1,01834	2	1,15999	16
1,03667	4	1,18305	18
1,05559	6	1,20611	20
1,07538	8	1,23172	22
1.09508	10	1,25736	24
1,11643	12	1,28267	25,97 (1)
1,13778	14		

Densités des solutions de bromure de baryum donnant leur richesse en Br^2Ba

(Kremers)

Densités	Br^2Ba pour 100
1,1440.	17,81
1,3005.	38,83
1,4507.	60,92
1,5816.	81,97
1,7115.	104,68

(1) Solution saturée.

Densités des solutions d'iodure de baryum donnant leur richesse en I^2Ba

(Kremers)

Température = 19°,5

Densités	I^2Ba pour 100	Densités	I^2Ba pour 100
1,045	5	1,6186	85,8
1,2157	27,0	1,7953	115,6
1,4099	53,8	1,9535	146,0

Densités des solutions d'azotate de baryum donnant leur richesse en $(AzO^3)^2$ Ba

(Kremers)

Température = 19°,5

Densités	$(AzO^3)^2$ Ba
1,017	3
1,034	4
1,050	6
1,069	8
1,087	10

Densités des solutions d'acétate de baryum donnant leur richesse en $(C^2H^3O^2)^2$ Ba

(Franz)

Température = 17°,5

Densités	$(C^2H^3O^2)^2$ Ba pour 100	Densités	$(C^2H^3O^2)^2$ Ba pour 100
1,0174	2	1,1363	18
1,0348	4	1,1522	20
1,0500	6	1,1694	22
1,0628	8	1,1935	25
1,0758	10	1,2402	30
1,0902	12	1,2955	35
1,1046	14	1,3558	40
1,1201	16		

Densités des solutions de chlorure de zinc donnant leur richesse en Cl^2Zn

(Kremers)

Température = 19°,5

Densités	Cl^2Zn pour 100	Densités	Cl^2Zn pour 100
1,045	5	1.352	35
1,091	10	1,420	40
1,137	15	1,488	45
1,186	20	1,566	50
1,238	25	1,650	55
1,291	30	1,740	60

Densités des solutions de bromure de zinc donnant leur richesse en Br^2Zn

(Kremers)

Température = 19°,5

Densités	Br^2Zn pour 100	Densités	Br^2Zn pour 100
1,1715	20,6	1,8797	150,3
1,3270	42,6	2,1095	211,1
1,3371	43,9	2,1441	224,7
1,6101	91,5	2,3914	318,3
1,7190	112,7		

Densités des solutions d'iodure de zinc donnant leur richesse en I^2Zn

(Kremers)

Température = 19°,5

Densités des solutions	Poids de I^2Zn dans 100 gr. d'eau	Poids de I^2Zn dans 100 gr. de solution
1,1715	21,5 gr.	17,695
1,2340	30,0	23,077
1,3486	46,4	31,694
1,5121	74,4	42,650
1,5780	85,0	45,946
1,7871	129.0	56,332
1,9746	173,94	63,496
2,1583	232,0	69,879
2,3276	316,6	75,996

Densités des solutions d'azotate de zinc

(OUDEMANS et FRANZ)

La première colonne indique la teneur en sel hydraté ; la seconde en sel anhydre.

Azotate dans 100 parties de solution	$(AzO^3)^2Zn, 6H^2O$ Densités à 14°	$(AzO^3)^2Zn$ Densités à 17°,5
5	1,0258	1,0496
10	1,0536	1,0968
15	1,0826	1,1476
20	1,1131	1,2024
25	1,1450	1,2640
30	1,1782	1,3208
35	1,2131	1,3906
40	1,2496	1,4572
45	1,2880	1,5258
50	1,3992	1,5984

Densités des solutions de sulfate de zinc donnant leur richesse en $SO^4Zn, 7H^2O$

(GERLACH)

Température = 15°

Densités	$SO^4Zn, 7H^2O$ pour 100	Densités	$SO^4Zn, 7H^2O$ pour 100
1,0288	5	1,231	35
1,0593	10	1,2709	40
1,0905	15	1,310	45
1,1236	20	1,3522	50
1,1574	25	1,3986	55
1,1933	30	1,4451	60

Densités des solutions de sulfate de zinc

(GERLACH et SCHIFF)

Poids de sulfate anhydre dans 100 grammes d'eau	Poids de sulfate anhydre dans 100 grammes de dissolution	Densités	
		15°,5	20°
2,886	2,805	1,0288	1,0289
5,944	5,611	1,0593	1,0588
9,189	8,416	1,0905	1,0899
12,639	11,221	1,1236	1,1222
16,316	14,027	1,1574	1,1560
20,238	16,832	1,1933	1.1914
24,435	19,637	1,2315	1,2285
28,938	22,443	1,2709	1,2674
33,776	25,248	1,3100	1,3083
38,994	28,054	1,3532	1,3511
44,632	30,859	1,3986	1,3964
50,748	33,664	1,4451	1,4439

Densités des solutions de chlorure de cadmium, donnant leur richesse en Cl^2Cd

(KREMERS)

Température = 19°,5

Densités	Cl^2Cd pour 100	Densités	Cl^2Cd pour 100
1,045	5	1,321	30
1,089	10	1,472	40
1,140	15	1,656	50
1,195	20	1,890	60
1,256	25		

Densités des solutions de bromure de cadmium donnant leur richesse en Br^2Cd

(KREMERS)

Température = 19°,5

Densités	Br^2Cd pour 100
1,2337	29,8
1,4690	64,3
1,6493	94,1

Densités des solutions d'iodure de cadmium donnant leur richesse en I^2Cd

(KREMERS)

Température = 19°,5

Densités	I^2Cd pour 100	Densités	I^2Cd pour 100
1,044	5	1,319	30
1,088	10	1,3286	43,7
1,138	15	1,6139	88.5
1,1681	21,4		

Densités des solutions d'azotate de cadmium

(Franz, 1872)

Azotate de cadmium $(AzO^3)^2Cd$	Densités à 17°,5	Azotate de cadmium $(AzO^3)^2Cd$	Densités à 17°,5
2 p. 100	1,0212	28 p. 100	1,3277
4	1,0424	30	1,3566
6	1,0618	32	1,3890
8	1,0798	34	1,4214
10	1,0978	36	1,4572
12	1,1194	38	1,4972
14	1,1410	40	1,5372
16	1,1640	42	1,5812
18	1,1888	44	1,6252
20	1,2134	46	1,6701
22	1,2418	48	1,7155
24	1,2702	50	1,7608
26	1,2937		

Densités des solutions de sulfate de manganèse donnant leur richesse en $SO^4Mn, 4H^2O$

(Gerlach)

Température = 15°

Densités	$SO^4Mn, 4H^2O$ p. 100	Densités	$SO^4Mn, 4H^2O$ p. 100
1,065	10	1,304	40
1,136	20	1,399	50
1,215	30	1,451	55

Densités des solutions de chlorure d'aluminium donnant leur richesse en Cl^6Al^2

(GERLACH)

Température = 15°

Densités	Cl^6Al^2 p. 100	Densités	Cl^6Al^2 p. 100
1,01443	2	1,18815	24
1,02885	4	1,20584	26
1,04353	6	1,22406	28
1,05845	8	1,24219	30
1,07337	10	1,26149	32
1,08902	12	1,28080	34
1,10466	14	1,30066	36
1,12073	16	1,32106	38
1,13721	18	1,34146	40
1,15370	20	1,35359	41,126(1)
1,17092	22		

Densités des solutions de sulfate ferreux, donnant leur richesse en $SO^4Fe, 7H^2O$

(GERLACH)

Température = 15°

Densités	$SO^4Fe, 7H^2O$ p. 100	Densités	$SO^4Fe, 7H^2O$ p. 100
1,011	2	1,082	15
1,021	4	1,112	20
1,032	6	1,143	25
1,043	8	1,174	30
1,054	10	1,206	35
1,065	12	1,239	40

(1) Solution saturée.

Densités des solutions de sulfate ferroso-ammonique, donnant leur richesse en $(SO^4)^2Fe(AzH^4)^2, 6H^2O$.

Densités	$(SO^4)^2Fe(AzH^4)^2$ $6H^2O$ p. 100	Densités	$(SO^4)^2Fe(AzH^4)^2$ $6H^2O$ p. 100
1,021	4	1,070	12
1,030	6	1,090	15
1,045	8	1,111	20
1,055	10	1,165	33,33

Densités des solutions de chlorure ferrique, donnant leur richesse en Cl^6Fe^2

(FRANZ)

Température = 17°,5

Densités	Cl^6Fe^2 p. 100	Densités	Cl^6Fe^2 p. 100
1,0146	2	1,2778	32
1,0292	4	1,2983	34
1,0439	6	1,3199	36
1,0587	8	1,3411	38
1,0734	10	1,3622	40
1,0894	12	1,3870	42
1,1054	14	1,4118	44
1,1215	16	1,4367	46
1,1378	18	1,4617	48
1,1542	20	1,4867	50
1,1746	22	1,5153	52
1,1950	24	1,5439	54
1,2155	26	1,5729	56
1,2365	28	1,6023	58
1,2568	30	1,6317	60

Densités des solutions d'azotate ferrique

(Franz, 1872)

Azotate ferrique $(AzO^3)^6Fe^2$ p. 100	Densités à 17°,5	Azotate ferrique $(AzO^3)^6Fe^2$ p. 100	Densités à 17°,5
2	1,0160	34	1,3054
4	1,0320	36	1,3286
6	1,0472	38	1,3512
8	1,0620	40	1,3746
10	1,0770	42	1,3982
12	1,0934	44	1,4218
14	1,1098	46	1,4465
16	1,1268	48	1,4719
18	1,1440	50	1,4972
20	1,1612	52	1,5272
22	1,1812	54	1,5572
24	1,2012	56	1,5892
26	1,2212	58	1,6232
28	1,2416	60	1,6572
30	1,2622	62	1,6956
32	1,2838	64	1,7340

Densités des solutions d'alun de fer

(Franz, 1872)

Température = 17°,5

Densités	Alun de fer p. 100	Densités	Alun de fer p. 100
1,0108	2	1,0804	18
1,0216	4	1,0894	20
1,0308	6	1,0990	22
1,0386	8	1,1086	24
1,0466	10	1,1136	26
1,0548	12	1,1250	28
1,0630	14	1,1422	30
1,0716	16		

Densités des solutions de sulfate ferrique donnant leur richesse en $(SO^4)^3Fe^2$

(Franz)

Température = 17°,5

Densités	$(SO^4)^3Fe^2$ p. 100	Densités	$(SO^4)^3Fe^2$ p. 100
1,0170	2	1,3368	32
1,0340	4	1,3646	34
1,0512	6	1,3927	36
1,0684	8	1,4217	38
1,0854	10	1,4506	40
1,1042	12	1,4824	42
1,1230	14	1,5142	44
1,1420	16	1,5468	46
1,1624	18	1,5893	48
1,1826	20	1,6143	50
1,2066	22	1,6508	52
1,2306	24	1,6868	54
1,2559	26	1,7241	56
1,2825	28	1,7623	58
1,3090	30	1,8006	60

Densités des solutions de chlorure de nickel, donnant leur richesse en Cl^2Ni

(Franz)

Température = 17°,5

Densités	Cl^2Ni p. 100	Densités	Cl^2Ni p. 100
1,0198	2	1,1711	16
1,0396	4	1,1977	18
1,0595	6	1,2245	20
1,0795	8	1,2547	22
1,0997	10	1,2349	24
1,1228	12	1,3002	25
1,1460	14		

Densités des solutions de chlorure de cobalt, donnant leur richesse en Cl^2Co

(FRANZ)

Température = 17°,5

Densités	Cl^2Co p. 100	Densités	Cl^2Co p. 100
1,0198	2	1,1711	16
1,0396	4	1,1977	18
1,0595	6	1,2245	20
1,0795	8	1,2547	22
1,0997	10	1,2819	24
1,1228	12	1,3002	25
1,1460	14		

Densités des solutions d'azotate de cobalt

(FRANZ, 1872)

Température = 17°,5

Densités	Azotate de cobalt $(AzO^3)^2Co$	Densités	Azotate de cobalt $(AzO^3)^2Co$
1,0184	2 p. 100	1,2176	22 p. 100
1,0363	4 »	1,2416	24 »
1,0551	6 »	1,2668	26 »
1,0729	8 »	1,2928	28 »
1,0906	10 »	1,3190	30 »
1,1094	12 »	1,3472	32 »
1,1228	14 »	1,3754	34 »
1,1490	16 »	1,4049	36 »
1,1714	18 »	1,4355	38 »
1,1936	20 »	1,4662	40 »

Densités des solutions d'alun de chrome

(Franz, 1872)

Température = 17°,5

Densités	Alun de chrome	Densités	Alun de chrome
1,0070	2 p. 100	1,0746	20 p. 100
1,0140	4 »	1.0850	22 »
1,0209	6 »	1,0954	24 »
1,0279	8 »	1,1069	26 »
1.0342	10 »	1,1172	28 »
1,0414	12 »	1,1274	30 »
1,0486	14 »	1,1394	32 »
1,0568	16 »	1,1514	34 »
1,0656	18 »	1,1637	36 »

Densités des solutions de chlorure cuivrique donnant leur richesse en Cl^2Cu

(Franz)

Densités	Cl^2Cu p. 100	Densités	Cl^2Cu p. 100
1,0182	2	1,2501	22
1,0364	4	1,2779	24
1,0548	6	1,3058	26
1,0734	8	1,3338	28
1,0920	10	1,3618	30
1,1178	12	1,3950	32
1,1435	14	1,4287	34
1,1696	16	1.4615	36
1,1958	18	1,4949	38
1,2223	20	1,5284	40

Densités des solutions d'azotate cuivrique donnant leur richesse en $(AzO^3)^2Cu$

(Franz)

Température = 17°,5

Densités	$(AzO^3)^2Cu$ p. 100
1,0942	10
1,2037	20
1,3299	30
1,4724	40
1,5404	44

Densités des solutions de sulfate cuivrique donnant leur richesse en $SO^4Cu, 5H^2O$

(Gerlach)

Température = 15°

Densités	$SO^4Cu, 5H^2O$ p. 100	Densités	$SO^4Cu, 5H^2O$ p. 100
1,0126	2	1,0923	14
1,0254	4	1,1063	16
1,0384	6	1,1203	18
1,0516	8	1,1354	20
1,0649	10	1,1501	22
1,0785	12	1,1659	24

Densités des solutions d'azotate de plomb, donnant leur richesse en $(AzO^3)^2Pb$

(Franz)

Température = 17°,5

Densités	$(AzO^3)^2Pb$ p. 100
1,0869	10
1,1902	20
1,3140	30
1,3996	36

Densités des solutions d'acétate de plomb, donnant leur richesse en $(C^2H^3O^2)^2$ Pb, $3H^2O$

(Gerlach)

Température = 15°

Densités	$(C^2H^3O^2)^2Pb$, $3H^2O$ p. 100	Densités	$(C^2H^3O^2)^2Pb$, $3H^2O$ p. 100
1,0127	2	1,2040	28
1,0255	4	1,2211	30
1,0386	6	1,2395	32
1,0520	8	1,2578	34
1,0654	10	1,2768	36
1,0796	12	1,2966	38
1,0939	14	1,3163	40
1,1084	16	1,3376	42
1,1234	18	1,3588	44
1,1384	20	1,3810	46
1,1544	22	1,4041	48
1,1704	24	1,4271	50
1,1869	26		

Densités des solutions de chlorure stanneux, donnant leur richesse en $Cl^2Sn, 2H^2O$

(Gerlach)

Température = 15°

Densités	$Cl^2Sn, 2H^2O$ p. 100	Densités	$Cl^2Sn, 2H^2O$ p. 100
1,013	2	1,330	40
1,026	4	1,352	42
1,040	6	1,374	44
1,054	8	1,397	46
1,068	10	1,421	48
1,083	12	1,445	50
1,097	14	1,471	52
1,113	16	1,497	54
1,128	18	1,525	56
1,144	20	1,554	58
1,161	22	1,582	60
1,177	24	1,613	62
1,194	26	1,644	64
1,212	28	1,677	66
1,230	30	1,711	68
1,249	32	1,745	70
1,268	34	1,783	72
1,238	36	1,821	74
1,309	38	1,840	75

Densités des solutions de chlorure stannique

(Scheurer-Kestner)

Quantité p. 100 de $SnCl^4$, $5H^2O$	Densités	Quantité p. 100 de $SnCl^4$, $5H^2O$	Densités
10	1,0593	60	1,4684
20	1,1236	70	1,5873
30	1,1947	75	1,6543
40	1,2755	80	1,7271
50	1,3661	90	1,8067
55	1,4154	95	1,9881

Densités des solutions d'azotate d'argent donnant leur richesse en AzO^3Ag

(Franz)

Température = 17°5

Densités	AzO^3Ag pour 100	Densités	AzO^3Ag pour 100
1,041	5	1,125	15
1,050	6	1,150	18
1,058	7	1,160	20
1,064	8	1,206	25
1,080	10	1,251	30
1,100	12		

Densités des solutions de chlorure stannique $Cl^4Sn, 5H^2O$

(GERLACH, 1866)

Température = 15°

Quantité p. 100 de $Cl^4Sn, 5H^2O$	Densités des solutions	Quantité p. 100 de $Cl^4Sn, 5H^2O$	Densités des solutions	Quantité p. 100 de $Cl^4Sn, 5H^2O$	Densités des solutions	Quantité p. 100 de $Cl^4Sn, 5H^2O$	Densités des solutions
0	1,000	24	1,151	48	1,347	72	1,614
1	1,005	25	1,158	49	1,357	73	1,627
2	1,012	26	1,165	50	1,366	74	1,641
3	1,018	27	1,173	51	1,376	75	1,654
4	1,024	28	1,180	52	1,386	76	1,669
5	1,030	29	1,187	53	1,396	77	1,683
6	1,036	30	1,195	54	1,406	78	1,698
7	1,042	31	1,202	55	1,416	79	1,712
8	1,048	32	1,210	56	1,426	80	1,727
9	1,053	33	1,218	57	1,437	81	1,743
10	1,054	34	1,226	58	1,447	82	1,759
11	1,066	35	1,234	59	1,458	83	1,775
12	1,072	36	1,242	60	1,470	84	1,791
13	1,078	37	1,250	61	1,480	85	1,806
14	1,084	38	1,259	62	1,491	86	1,824
15	1,090	39	1,267	63	1,503	87	1,842
16	1,097	40	1,275	64	1,514	88	1,859
17	1,104	41	1,284	65	1,525	89	1,876
18	1,110	42	1,293	66	1,538	90	1,894
19	1,117	43	1,302	67	1,550	91	1,913
20	1,124	44	1,310	68	1,563	92	1,932
21	1,130	45	1,320	69	1,575	93	1,950
22	1,137	46	1,329	70	1,587	94	1,969
23	1,144	47	1,338	71	1,601	95	1,988

Solubilité et densité de quelques solutions contenant un mélange de sel de sodium et de potassium

(D. PAGE et D. KEIGHTLEY, 1872)

Solutions mixtes saturées à 15°,6

Mélanges de :	Densités	100 parties d'eau dissolvent :		100 parties de solution saturée renferment :
Chlorure de potassium + chlorure de sodium	1,23374	Chlorure de potassium	9,62	13,92
		Chlorure de sodium	21,21	30.65
Azotate de potassium + azotate de sodium	1,47822	Azotate de potassium	15,29	34.53
		Azotate de sodium	40,39	91,16
Azotate de potassium + chlorure de sodium	1,33092	Azotate de potassium	18,79	32,32
		Chlorure de sodium	23,03	39,57
Chlorure de potassium + chlorure de sodium + Azotate de potassium	1,32974	Chlorure de potassium	0,82	1,39
		Chlorure de sodium	22,51	38,58
		Azotate de potassium	18,33	31,44
Chlorure de sodium + azotate de sodium + azotate de potassium	1,43863	Chlorure de sodium	12,65	26,44
		Azotate de sodium	25,68	53.63
		Azotate de potassium	13,83	28,92
Sulfate de potassium + chlorure de sodium	1,24151	Sulfate de potassium	4,99	7,19
		Chlorure de sodium	25,52	36,71
Sulfate de potassium + chlorure de potassium + chlorure de sodium	1,25042	Sulfate de potassium	3,19	4,69
		Chlorure de potassium	6,88	10,11
		Chlorure de sodium	21,88	32,15

Maximum de densité des solutions aqueuses

(DESPRETZ, 1832)

Substances	Poids de la substance sur 997,45 d'eau	Températures du maximum de densité	Températures de la congélation du liquide agité
Eau de mer	»	— 3°,67	— 1°,84
Chlorure de sodium . .	12,346	+ 1 ,19	— 0 ,81
— — . .	24,692	— 1 ,69	— 1 ,41
— — . .	37,039	— 4 ,75	— 2 ,12
— — . .	74,078	— 16 ,00	— 4 ,30
Chlorure de calcium . .	6,173	+ 3 ,24	— 0 ,22
— — . .	12,346	+ 2 ,05	— 0 ,53
— — . .	24,692	+ 0 ,06	— 1 ,03
— — . .	37,039	— 2 ,43	— 3 ,92
— — . .	74,078	— 10 ,43	— 5 ,28
Sulfate de potassium . .	6,173	+ 2 ,92	— 0 ,14
— — . .	12,346	+ 1 ,91	— 0 ,27
— — . .	24,692	— 0 ,11	— 0 ,55
— — . .	37,039	— 2 ,28	— 2 ,09
— — . .	74,078	— 8 ,27	— 4 ,08
Sulfate de sodium . . .	6,173	+ 2 ,52	— 0 ,17
— — . .	12,346	+ 1 ,15	— 0 ,36
— — . .	24,692	— 1 ,51	— 0 ,68
— — . .	37,039	— 4 ,33	— 1 ,30
Carbonate de potassium.	37,039	— 3 ,95	— 3 ,21
— — .	74,078	— 12 ,41	— 2 ,25
Carbonate de sodium . .	37,079	— 7 ,01	— 2 ,85
— — . .	74,078	— 17 ,30	— 2 ,20
Sulfate de cuivre . . .	57,996	— 0 ,62	— 1 ,32
Hydrate de potassium. .	37,039	— 5 ,63	— 2 ,10
— — . .	74,078	— 15 ,95	— 4 ,33
Alcool	74,078	+ 2 ,30	— 2 ,83
Acide sulfurique . . .	12,546	+ 0 ,60	— 0 ,44
— — . .	24,692	— 1 ,92	— 1 ,09
— — . .	37,039	— 5 ,02	— 1 ,34

il résulte donc :

1° Que l'eau de mer et les dissolutions aqueuses ont un maximum de densité ;

2° Que la température de ce maximum baisse plus rapidement que le point de congélation ;

3° Que l'abaissement du point de congélation au-dessous de zéro est sensiblement proportionnel à la proportion de sel dissous.

DENSITÉS DE QUELQUES COMPOSÉS ORGANIQUES LIQUIDES

Alcool méthylique.	0,814
— éthylique	0,8095
Acide formique.	1,2227
— acétique	1,0801
— cyanhydrique	0,7058
— lactique	1,215
— oléique	0,808
Aldéhyde	0,805
Chloral.	1,5183
Benzine	0,899
Phénol	1,08
Nitrobenzine.	1,2
Aniline.	1 036
Toluène	0,882

Densités de l'alcool méthylique (esprit de bois) étendu d'eau

(URE)

Température = 15°,5

Densités	Alcool méthylique pour 100	Densités	Alcool méthylique pour 100
0,8136	100,00	0,9008	69,44
0,8216	98,11	0,9032	68,50
0,8256	96,11	0,9060	67,57
0,8320	94,34	0,9070	66,66
0,8384	92,22	0,9116	65,00
0,8418	90,90	0,9154	63,36
0,8470	88,50	0,9184	61,73
0,8514	87,72	0,9218	60,24
0,8564	86,20	0,9242	58,82
0,8596	84,75	0,9266	57,73
0,8642	83,33	0,9296	56,18
0,8674	82,06	0,9344	53,70
0,8712	80,64	0,9386	51,54
0,8742	79,33	0,9414	50,00
0,8784	78,13	0,9448	47,62
0,8822	77,00	0,9484	46,00
0,8842	75,76	0,9518	43,48
0,8876	74,63	0,9540	41,66
0,8918	73,53	0,9564	40,00
0,8930	72,46	0,9584	38,40
0,8950	71,43	0,9600	37,11
0,8984	70,43	0,9620	35,71

Densités des mélanges d'alcool méthylique et d'eau

(Deville)

Température = 9°

Densités	CH^3,OH p. 100	Densités	CH^3,OH p. 100
0,9257	5	0,9072	60
0,9751	10	0,8873	70
0,9709	20	0.8619	80
0,9576	30	0,8371	90
0,9429	40	0,8070	100
0,9232	50		

Densités du sulfure de carbone

(Buff)

Densités	Températures
1,29858	0°
1,27904	10
1,26652	17
1,22743	40

Densités et indices de réfraction des mélanges de glycérine et d'eau

(LENZ 1881)

Densités	Indices de réfraction	Glycérine pour 100
1,2691	1,4758	100
1,2557	1,4686	95
1,2425	1,4613	90
1,2292	1,4540	85
1,2159	1,4469	80
1,2016	1,4395	75
1,1889	1,4321	70
1,1733	1,4231	65
1,1582	1,4140	60
1,1455	1,4079	55
1,1320	1,4007	50
1,1183	1,3985	45
1,1045	1,3860	40
1,0907	1.3785	35
1,0771	1,3719	30
1,0635	1,3652	25
1,0498	1,3595	20
1,0374	1,3520	15
1,0245	1,3454	10
1,0123	1,3392	5
1,0025	1,3342	1

Table des densités et volumes de la benzine calculés d'après les courbes d'expérience et les formules

(Louguinine)

$$d = 0{,}8995 - 0{,}001047t - 0{,}000000497t^2$$
$$v = 1{,}000 + 0{,}00116t + 0{,}000002226t^2$$

D'après les formules :			D'après les courbes d'expériences :		
Densités	Volumes	Températures	Densités	Volumes	Températures
0,8995	1	0°	0,8995	1	0°
0,8943	1,0059	5	0,8939	1,0063	5
0,8890	1,0118	10	0,8887	1,0122	10
0,8838	1,0179	15	0,8833	1,0183	15
0,8784	1,0241	20	0,8780	1,0245	20
0,8710	1,0304	25	0,8726	1,0308	25
0,8676	1,0368	30	0,8673	1,0371	30
0,8622	1,0432	35	0,8620	1,0435	35
0,8568	1,0500	40	0,8567	1,0500	40
0,8514	1,0553	45	0,8512	1,0567	45
0,8454	1,0633	50	0,8468	1,0632	50
0,8404	1,0705	55	0,8402	1,0706	55
0,8349	1,0776	60	0,8349	1,0774	60
0,8293	1,0848	65	0,8189	1,0846	65
0,8238	1,0921	70	0,8293	1,0919	70
0,8182	1,0995	75	0,8238	1,0995	75
0,8126	1,1070	80	0,8181	1,1065	80

La benzine ne peut être considérée comme pure que si elle solidifie à 0° et si elle possède à cette température une densité égale à 0,8995.

Densités des solutions d'albumine

Température = 15°,5

Albumine pour 100	Degré de l'aréomètre de Baumé	Densités
1.	0,37.	1,0026
2.	0,77.	1,0054
3.	1,12.	1,0078
5.	1,85.	1,0130
10.	3,66.	1,0261
15.	5,82	1,0384
20.	7,06.	1,0515
25.	8,72.	1,0644
30.	10,42	1,0780
35.	13,12.	1,0919
40.	13,78.	1,1058
45.	15,48.	1,1204
50.	17,16.	1,1352
55.	18,90.	1,1511

Densités de quelques huiles à diverses températures

(DE SANSSURE)

	Températures		
	12°	26°	94°
Huile de noix . . .	0,928. . .	0,919. . .	0,871
— d'amandes . .	0,920. . .	. . . . .	0,863
— de lin. . . .	0,939. . .	0,930. . .	0,881
— de ricin . . .	0,970. . .	0,957. . .	0,908
— d'olive . . .	0,919. . .	0,911. . .	0,862

Densités des principales huiles à 15°

(Stillwell, 1872)

Blanc de baleine	0,8815
Élaine	0,9011
Huile de palme	0,9046
Suif	0,9137
Huile de pied de bœuf	0,9142
Huile colza blanche	0,9144
— olive jaune verdâtre	0,9144
Huile noisette	0,9154
— olive vierge, pàle	0,9163
Huile colza jaune foncé	0,9168
Huile olive foncée	0,9199
Saindoux	0,9175
Huile de loup marin	0,9199
— morue	0,9205
— coton brute	0,9224
— — raffinée (jaune)	0,9230
Huile de morue (Labrador)	0,9237
Huile de pavot	0,9245
— phoque naturelle	0,9246
Huile de coco	0,9250
— baleine naturelle	0,9254
Huile de baleine blanche	0,9258
Huile de foie de morue pure	0,9270
Huile de phoque exprimée	0,9286
Huile de coton blanche	0,9288
Menhaden	0,9292
Huile de lin brute	0,9299
Porgy	0,9332
Huile de lin bouillie	0,9411
— castor exprimée à froid	0,9667
Huile de résine	0,9887

DENSITÉS DES GAZ

Densités des gaz et de quelques vapeurs

Noms	Formules	Poids moléculaires	Densités trouvées Air = 1	Poids du litre à 0° et à 760 m.m.
Hydrogène	H^2	2	0,06926	0,08958 g.
Chlore	Cl^2	71	2,47	3,18
Oxygène	O^2	32	1,1056	1,430
Azote	Az^2	28	0,9714	1,256
Acide chlorhydrique	HCl	36,5	1,273	1,635
» bromhydrique	HBr	81	2,71	3,63
» iodhydrique	HI	128	4,44	5,73
Vapeur d'eau	H^2O	18	0,6235	0,806
Acide sulfhydrique	H^2S	34	1,171	1,523
» sélénhydrique	H^2Se	81	2,80	3,63
» tellurhydrique	H^2Te	130	4,49	5,82
Ammoniaque	AzH^3	17	0,597	0,761
Hydrogène phosphoré	PhH^3	34	1,214	1,52
» arsénié	AsH^3	78	2,695	3,49
Methane (gaz des marais)	CH^4	16	0,558	0,716
Ethane	C^2H^6	30	1,075	1,343
Ethylène	C^2H^4	28	0,971	1,254
Butylène	C^4H^8	56	1,99	2,508
Acétylène	C^2H^2	26	0,92	1,165
Anhydride hypochlorique	ClO^2	67,5	2,33	3,024
Acide sulfureux	SO^2	64	2,25	2,87
Oxyde azoteux	Az^2O	44	1,527	1,971

Densités des gaz et de quelques vapeurs

(Suite)

Noms	Formules	Poids moléculaires	Densités trouvées Air = 1	Poids du litre à 0° et à 760 m.m.
Oxyde azotique	AzO	30	1,039	1,343 gr.
Acide azoteux	Az^2O^3	76	2,63	3,40
Peroxyde d'azote . . .	AzO^2	46	1,57 à 2	2,06
Fluorure phosphoreux .	Fl^3Ph	88	3,05	3,94
» phosphorique.	Fl^5Ph	126	4,39	5,64
» de bore . . .	Fl^3Bo	68	2,31	3,05
» de silicium . .	Fl^4Si	104	3,60	4,66
Oxyde de carbone . . .	CO	28	0,968	1,254
Acide carbonique . . .	CO^2	44	1,529	1,9774
Oxychlorure de carbone.	$COCl^2$	99	3,46	4,43
Oxysulfure de carbone .	COS	60	2,10	2,69
Cyanogène	$(CAz)^2$	52	1,805	2,330
Acide cyanhydrique . .	CAzH	27	0,948	1,210
Chlorure de méthyle . .	CH^3Cl	50,5	1,738	2,261
Bromure » . .	CH^3Br	95	3,25	4,255
Fluorure » . .	CH^3Fl	34	1,186	1,523
Oxyde » . .	$(CH^3)^2 O$	46	1,617	2,060
Chlorure d'éthyle . . .	C^2H^5Cl	64,5	2,219	2,889
Méthylamine.	CH^3AzH^2	31	1,08	1,388
Ethylamine	$C^2H^5AzH^2$	45	1,385	1,792

Densités de l'acide carbonique

(Regnault)

Températures	Pressions	Densités
0°	760,00mm . . .	1,52910
0	374,13 » . . .	1,52366
0	224,17 » . . .	1,52145
100	760,00 » . . .	1,52418
100	383,39 » . . .	1,52410

Densités de vapeur de l'acide hypoazotique

(Deville et Troost)

Températures	Densités	Températures	Densités
26°,7	2,65	90 ,0	1,72
35 ,4	2,53	100 ,1	1,68
39 ,8	2,46	111 ,3	1,65
49 ,6	2,27	121 ,5	1,62
60 ,2	2,08	135 ,0	1,60
70 ,0	1,92	154 ,0	1,58
80 ,0	1,80	183 ,2	1,57

CHAPITRE VII

THERMOCHIMIE

Relations numériques entre les données thermiques

(D. TOMMASI, 1882)

Les relations numériques qui existent entre les données thermiques peuvent être exprimées par la loi suivante :

Lorsqu'un métal se substitue à un autre dans une solution saline, le nombre des calories dégagées, est, pour chaque métal, toujours le même quelle que soit la nature du radical acide qui fait partie du sel.

Le zinc, par exemple, en se substituant au cuivre dans le sulfate cuivrique, dégage 50,6 cal. ; or, la substitution du zinc au cuivre dans tout autre composé cuivrique soluble dégagera la même quantité de chaleur.

Si l'on prend le cadmium au lieu du zinc, on trouve 33,8 cal. ; mais cette quantité sera la même pour tous les sels de cuivre. Il en serait de même pour tous les métaux pouvant se substituer, non seulement dans une solution cuivrique, mais encore dans une solution saline quelconque.

D'autre part, on sait, d'après les principes de la thermochimie que les calories dégagées par la substi-

tution du zinc au cuivre dans le sulfate de cuivre sont égales à la différence des chaleurs de formation du sulfate de zinc et du sulfate de cuivre.

$$(SO^4Cu + Zn = SO^4Zn + Cu\ ;\ 50{,}6\ \text{cal.}) = (c\ SO^4Zn - c\ SO^4Cu = 50{,}6\ \text{cal.})\ (1).$$

D'après les principes que nous venons d'exposer, il doit s'ensuivre que, si la différence des chaleurs de formation entre le sulfate de zinc et le sulfate de cuivre est égale à 50,6 cal., ce nombre représentera aussi la différence des chaleurs de formation entre le chlorure de zinc et le chlorure de cuivre, le bromure de zinc et le bromure de cuivre, l'azotate de zinc et l'azotate de cuivre, l'acétate de zinc et l'acétate de cuivre, etc.

En effet :

$$c\ SO^4Zn - c\ SO^4Cu = 50{,}6\ \text{cal.}$$
$$c\ Cl^2Zn - c\ Cl^2Cu = 50{,}2\ \text{cal.}\ (2)$$
$$c\ Br^2Zn - c\ Br^2Cu = 50{,}2\ \text{cal.}$$

Pour le cadmium l'on aurait :

$$c\ SO^4Cd - c\ SO^4Cu = 33.8\ \text{cal.}$$
$$c\ Cl^2Cd - c\ Cl^2Cu = 33{,}6\ \text{cal.}\ (3)$$
$$c\ Br^2Cd - c\ Br^2Cu = 33{,}6\ \text{cal.}$$

(1) Voir pour plus de détails le *Traité théorique et pratique d'électrochimie* par D. Tommasi p. 866 et le *Bulletin de la Société chimique* de Paris, T. 1 p. 221. 1885.

(2) La lettre *c* placée devant un sel indique la chaleur de formation de ce sel.

(3) Ces petites différences sont dues à la dissociation des sels dans l'eau.

Pour le zinc se substituant dans les sels de plomb, on aurait :

$$c\ (AzO^3)^2Zn - c\ (AzO^3)^2Pb = 34,4 \text{ cal.}$$

etc. etc. etc.

D'une manière générale, si l'on désigne par R,R′,R″...., les radicaux acides, et par M, M′, M″....., les métaux, on aura :

$$c\ RM - c\ RM' = c\ R'M - R'M'$$

En se basant sur ces considérations, D. Tommasi est arrivé à pouvoir dresser un tableau à l'aide duquel on peut déterminer *a priori* la chaleur de formation de *tous les sels solubles* minéraux et organiques.

Il a obtenu ce tableau en retranchant de la chaleur de formation du chlorure de potassium dissous les chaleurs de formation des autres chlorures également dissous.

Ainsi le chiffre 4,6 cal. placé dans le tableau vis-à-vis du sodium exprime la différence des chaleurs de formation entre le chlorure de potassium et le chlorure de sodium.

$$c\ ClK - c\ ClNa = \theta_{Na}\ (1).$$

Le chiffre 88,8 cal., placé vis-à-vis du zinc représente la différence des chaleurs de formation entre le chlorure de potassium et le chlorure de zinc.

$$2 \times c\ ClK - Cl^2Zn = \theta_{Zn}.$$

(1) θ_{Na} = constante thermique du sodium.

On aurait pu également obtenir ce même tableau en prenant la différence entre les chaleurs de formation du bromure, de l'iodure de sulfate, etc., de potassium et les bromures, les iodures, les sulfates etc. des autres métaux.

Chaleurs de formation des chlorures solubles (1)

(Thomsen)

Chlorure de potassium	100,8 cal.
— de sodium	96,2
— d'ammonium	72,7
— de lithium	101,9
— de strontium	187,6
— de calcium	195,8
— de magnésium	187
— d'aluminium	475.6
— de manganèse	128
— de fer (proto)	100
— de fer (per)	255,4
— de zinc	112,8
— de cadmium.	96.2
— de plomb	78,4
— de thallium.	38,5
— de nickel.	97,6
— de cobalt.	94,8
— d'étain (proto). . . .	81,2
— d'étain (bi)	157,4
— d'or.	27.3
— de cuivre.	62,6
— de mercure.	51,6

(1) C'est avec les chiffres de ce tableau que l'on a calculé les constantes thermiques de substitution.

Tableau des constantes thermiques

(D. Tommasi)

Formule générale : $\Delta = \delta - \theta$

Δ, sel dont on cherche la chaleur de formation ; δ, chaleur de formation du sel de potassium ayant le même radical acide du sel Δ.

θ, constante thermique correspondant à la base du sel Δ.

Valeur de θ par rapport aux poids moléculaires des sels dissous (O = 16)

Sels d'hydrogène ou acides . . .	61,5 cal.
— de sodium	4,6 »
— d'argent	87,4 »
— de thallium.	62,3 »
— de magnésium.	14,6 »
— de zinc	88,8 »
— de cadmium.	105,4 »
— de manganèse	73,6 »
— de fer	101,6 »
— de nickel.	108,0 »
— de cobalt.	106,8 »
— de cuivre.	139,0 »
— de mercure	142,0 »
— de plomb.	123,2 »
— d'étain.	120,4 »
— d'ammonium	28,1 »

Chaleurs de formation des sels potassiques dissous
(O = 16)

Fluorure . . .	98,4 cal.	Sulfate. . . .	196,0 »
Chlorure . . .	100,8 »	Sulfite	196,4 »
Bromure . . .	91,0 »	Chromate. . .	189,2 »
Iodure	74,7 »	Bichromate . .	191,4 »
Chlorate . . .	[illegible]6,0 »	Formiate . . .	95,7 »
Iodate	[illegible]6,8 »	Acétate . . .	95,6 »
Azotate . . .	96,1 »	Oxalate . . .	191,2 »
Azotite . . .	91,4 »		

Nous allons maintenant montrer, par quelques exemples pris au hasard, l'exactitude de la loi et en même temps la manière dont il faut se servir du tableau des constantes thermiques de substitution.

Soit à déterminer, par exemple, la chaleur de formation du sulfate de magnésium dissous.

D'après la formule générale, on aurait :

$$c\ SO^4Mg = c\ SO^4K^2 - \theta mg$$
$$c\ SO^4Mg = 196{,}0\ \text{cal.} - 14{,}6\ \text{cal.} = 181{,}4\ \text{cal.}$$
(trouvé : 181,0 cal.)

Pour la chaleur de formation du bromure de zinc, on aurait :

$$c\ Br^2Zn = 2 \times c\ BrK - \theta zn,$$
$$c\ Br^2Zn = 2 \times 91{,}0\ \text{cal.} - 88{,}8\ \text{cal.} = 93{,}2\ \text{cal.}$$
(trouvé : 93,2 cal.)

Pour la chaleur de formation de l'acide iodhydrique, on aurait :

$$c\,\mathrm{IH} = c\,\mathrm{IK} - \theta_{\mathrm{H}}$$
$$c\,\mathrm{IH} = 74{,}7 \text{ cal.} - 61{,}5 \text{ cal.} = 13{,}2 \text{ cal.}$$
(trouvé : 13,2 cal.)

Pour donner une preuve plus frappante de l'exactitude de la loi des constantes thermiques, nous citerons les faits suivants :

De Forcrand a déterminé, il y a quelque temps, la chaleur de formation de quelques glycolates solubles ; or, les valeurs thermiques qu'il a trouvées sont précisément les mêmes que celles prévues par la loi.

En effet :

	Chaleurs de formation calculées d'après la loi des constantes thermiques	Chaleurs de formation trouvées par expérience
Glycolate de sodium. . . .	91,4 cal.	91,2 cal.
— d'ammonium. . .	67,9	67,7
— de strontium. . .	186,0	186,2
— de calcium . . .	178,0	177,9
— de magnésium . .	177 4	177,2
— de cuivre	53,0	53,2
— de plomb	68,8	68,5

D'après les déterminations calorimétriques effectuées par Guntz sur la chaleur de formation des fluorures solubles, il en résulterait que les valeurs thermiques obtenues par expérience sont les mêmes que celles prévues par la loi.

En effet :

	Chaleurs calculées	Chaleurs trouvées
Fluorure de potassium. . . .	98,5 cal.	98,4 cal.
— de sodium.	93,8	93,9
— d'argent . , . . .	11 0	10,8
— d'ammonium . . .	70,4	70,7

Tscheltzow a trouvé expérimentalement pour chaleurs de formation des picrates les valeurs thermiques suivantes, lesquelles sont exactement les mêmes que celles prévues par la loi.

En effet :

	Chaleurs calculées d'après la loi	Chaleurs trouvées par expérience
Picrate de sodium	91,4 cal.	91.3
— d'ammonium . . ,	67.9	68,2
— de magnésium . .	177,4	177,8
— de calcium. . . .	178,0	177,6
— de strontium . . .	186,0	185,7
— de zinc	103,2	104,0
— de plomb	68.0	67.3
— de cuivre	53,0	53,5

Il en est de même des autres sels solubles comme le montrent les exemples suivants :

	Chaleurs calculées d'après la loi	Chaleurs trouvées par expérience
Bromure de sodium (*).	86,4 cal.	86,4 cal.
Iodure —	70,1	70,1
Cyanure —	60,1	59,9
Sulfocyanure —	77,1	77,1
Sulfure —	103,2	103,2

(*) Pour la chaleur de formation des chlorures de ces métaux voir la page 353.

		Chaleurs calculées d'après la loi	Chaleurs trouvées par expérience
Azotate	—	91,5 cal.	91,3 cal.
Chlorate	—	91,4	91,4
Perchlorate	—	91,8	91,8
Hydrate	—	77,7	77,6
Sulfate	—	186,8	186,9
Bisulfate	—	92,3	92,3
Acétate	—	91,0	90,9
Oxalate	—	184,0	183,8
Bioxalate	—	91,5	91,4
Bromure de magnésium (*).		167,4	167,4
Iodure	—	134,8	134,8
Azotate	—	177,6	177,4
Sulfate	—	181,4	181,8
Bromure de strontium (*).		176,0	176,0
Iodure	—	143,4	143,4
Sulfure	—	106,4	106,0
Azotate	—	186,2	186,0
Hydrate	—	158,6	158,3
Bromure de calcium (*).		168,0	168,0
Iodure	—	135,4	135,4
Cyanure	—	115,4	115,4
Sulfure	—	98,4	98,0
Azotate	—	178,2	177,9
Hydrate	—	150,6	150,1
Acétate	—	177,2	176,9
Bromure de zinc (*).		93,2	93,2
Iodure	—	69,6	69,6
Azotate	—	103,4	103,2
Sulfate	—	107,2	107,0
Acétate	—	102,4	101,4
Bromure de cadmium (*).		74,6	77,0

(*) Pour la chaleur de formation des chlorures de ces métaux, voir la page 353.

	Chaleurs calculées d'après la loi	Chaleurs trouvées par expériences
Iodure —	44,0 cal.	44,0 cal.
Azotate —	86,8	86,6
Sulfate —	90,5	90,2
Azotate de manganèse(*).	118,6	118,2
Sulfate —	122,4	121,8
Acétate —	117,6	117,4
Sulfate ferreux (*).	94,4	94,0
Acétate —	89,6	83,8
Sulfate de nickel (*).	88,0	87,6
Bromure de cobalt (*)	75,2	75,2
Iodure —	42,6	42,6
Sulfate —	89,2	90,6
Bromure de cuivre (*).	43,0	43,0
Azotate —	53,2	53,2
Sulfate —	57,0	56,4
Bromure d'ammonium (*).	62,9	62,9
Iodure —	46,6	46,6
Fluorure —	70,4	70,7
Cyanure —	36,6	36,1
Sulfure —	56,2	56,8
Sulfocyanure —	68,2	68,0
Azotate —	68,0	68,0
Azotite —	64,8	64,3
Sulfate —	139,8	140
Bichromate —	135,2	135,0
Acétate —	67,5	67,5
Oxalate —	137,0	136,4
Bioxalate —	68,0	68,2
Succinate —	134,8	135,4

(*) Pour la chaleur de formation des chlorures de ces métaux voir la page 353.

Nous pourrions, certes, multiplier ces exemples, mais cela serait tout à fait superflu (1). En faisant usage de la formule générale et en suivant les indications que nous avons données, il sera facile de *contrôler*, de *déterminer* ou de *prévoir* les chaleurs de formation de *tous* les sels solubles (2).

Supposons que l'on veuille, par exemple, connaître les chaleurs de formation des sels solubles de didyme, de cérium, de lanthane, de gallium, etc.

Il suffit pour cela de déterminer la chaleur de formation d'un sel soluble de ces divers métaux pour arriver à l'aide de la formule générale et du tableau de la page 354 à connaître aussi exactement que si l'on employait le calorimètre, les chaleurs de formation de *tous* les sels solubles de ces métaux.

Soit, par exemple, à déterminer les chaleurs de formation des sels de didyme, et supposons connue la chaleur de formation de son chlorure, nous aurons :

$$2 \times c\ ClK - c\ Cl^2Di = \theta_{Di}$$

$$2 \times 100{,}8\ \text{cal.} - c\ Cl^2Di = x$$

x, sera donc la constante thermique des sels de didyme, et l'on aurait ;

Pour la chaleur de formation du sulfate de didyme :

$$c\ SO^4Di = c\ SO^4K^2 - \theta_{Di}$$

$$c\ SO^4Di = 196{,}0\ \text{cal.} - x$$

etc. etc. etc.

(1) Voir pour plus de détails le *Traité théorique et pratique d'électrochimie* par D. Tommasi, page 857.

(2) Faisons remarquer que Berthelot avait prétendu que la loi des constantes thermiques de D. Tommasi n'était pas applicable aux composés du mercure ; or, Varet a démontré tout récemment (1896) que les sels de mercure suivent rigoureusement la loi des constantes thermiques.

Pour le calcul de la force électromotrice des piles par la méthode des constantes thermiques, voir le *Traité des piles électriques* par D. Tommasi, page 70.

Il est bien évident que ce que nous venons de dire pour les métaux peut s'appliquer sans exception à tous les acides dont les sels soient solubles.

Ainsi supposons que l'on veuille connaître les chaleurs de combinaison des acides iodacétique, lactique, tartrique, etc., avec les bases, il suffit pour cela de déterminer la chaleur de formation d'un seul iodacétate, d'un seul lactate, d'un seul tartrate, etc., pour arriver à connaître, aussi exactement que si l'on employait le calorimètre même, les chaleurs de formation de tous les iodacétates, de tous les lactates, de tous les tartrates, etc.

CHALEURS DE SOLUTION DES PRINCIPAUX COMPOSÉS CHIMIQUES

Composés du potassium

Fluorure	— 3,1	cal.
Chlorure	— 4,3	»
Bromure	— 5,3	»
Iodure	— 5,2	»
Cyanure	— 2,9	»
Sulfure	+ 10,6	»
Sulfocyanure	— 6,13	»
Chlorate	— 10,0	»
Perchlorate	— 12,1	»
Bromate	— 9,8	»
Iodate	— 6,0	»
Azotate	— 8,4	»
Hyposulfite	— 4,6	»

Hyposulfate	— 13,0	»
Sulfate	— 6,4	»
Bisulfate	— 3,3	»
Hydrate KHO	+ 12,46	»
— KHO, H^2O	+ 3,60	»
— $KHO, 2H^2O$	— 0,03	»
Chromate	— 5,18	»
Bichromate	— 17,45	»
Permanganate	— 19,1	»
Arséniate	— 4,9	»
Carbonate CO^3K^2	+ 6,8	»
Bicarbonate	— 5,3	»

Composés du sodium

Fluorure	— 0,6	cal.
Chlorure	— 1,1	»
Bromure	— 0,2	»
Iodure	+ 1,25	»
Cyanure	— 0,5	»
Chlorate	— 5,6	»
Perchlorate	— 3,5	»
Azotate	— 4,8	»
Hyposulfite	— 11,6	»
Sulfate $SO^4Na^2, 10H^2O$	— 19,0	»
Bisulfate	— 0,8	»
Hydrate NaHO	+ 9,78	»
— $NaHO, H^2O$	+ 6,5	»
Phosphate	— 22,6	»
Pyrophosphate	— 12,0	»
Borate	— 25,8	»
Carbonate	— 16,5	»
Formiate	— 0,5	»
Acétate (anhydre)	+ 4,2	»
— (cristallisé)	— 4,6	»

Composés de l'argent

Fluorure (anhydre)	+ 3,4	cal.
— (hydraté)	— 1,5	»
Azotate	— 5,5	»
Azotite	— 8,8	»
Hyposulfate	— 10,8	»
Sulfate	— 4,4	»
Acétate	— 4,3	»
Cyanure d'argent et de potassium	— 8,55	»

Composés du thallium

Chlorure	— 10,1	cal.
Azotate	— 10,0	»
Sulfate	— 8,2	»
Hydrate	— 3,1	»

Composés du magnésium

Chlorure anhydre	+ 34,8	cal.
— hydraté	+ 3,0	»
Sulfate ($7H^2O$)	— 4,0	»

Composés du baryum

Chlorure anhydre.	+ 1,94	cal.
— hydraté.	— 5,10	»
Bromure anhydre.	+ 5,0	»
— hydraté.	— 4,2	»
Iodure hydraté.	— 6,8	»
Chlorate anhydre.	— 6,8	»
— hydraté.	— 11,4	»
Perchlorate anhydre	— 1,8	»
— hydraté.	— 9,4	»
Azotate	— 9,3	»
Oxyde	+ 28,0	»
Hydrate ($9H^2O$)	— 14,1	»
Acétate anhydre	+ 5,2	»
— hydraté	— 1,0	»

Composés du strontium

Chlorure anhydre	+ 11,1	cal.
— hydraté.	— 7,3	»
Bromure anhydre	+ 16,0	»
— hydraté.	— 7,0	»
Oxyde.	+ 26,8	»
Hydrate ($9H^2O$)	— 15,0	»
Azotate anhydre	— 4,8	»
— hydraté	— 12,8	»
Acétate	+ 5,6	»

Composés du calcium

Chlorure anhydre.	+ 18,14	cal.
— hydraté.	— 4,3	»
Bromure anhydre	+ 24,4	»
— hydraté.	— 1,0	»
Iodure.	+ 27,6	»
Oxyde.	+ 19,0	»
Hydrate	+ 3,0	»
Azotate anhydre	+ 4,6	»
— hydraté	— 7,6	»
Acétate ($2H^2O$).	+ 5,4	»

Composés du zinc

Chlorure.	+ 15,5	»
Bromure.	+ 15,0	»
Iodure	+ 11,4	»
Azotate	— 5,8	»
Sulfate anhydre	+ 18,5	»
— (H^2O)	+ 10,1	»
— ($7H^2O$).	— 4,2	»

Composés du cadmium

Chlorure anhydre	+ 3,0	cal.
— hydraté.	+ 0,8	»
Bromure anhydre.	+ 0,4	»
— hydraté.	— 7,4	»
Iodure.	— 1,0	»
Sulfate anhydre	+ 10,7	»
— hydraté (H^2O)	+ 6,1	»

Composés du manganèse

Chlorure anhydre	+ 16,0	cal.
— hydraté.	+ 1,6	»
Sulfate anhydre	+ 14,0	»
— hydraté ($4H^2O$).	+ 1,8	»

Composés du fer (1)

Chlorure anhydre	+ 18,0	cal.
— hydraté.	+ 2,8	»
Sulfate		»

Composés du nickel

Chlorure anhydre	+ 19,2	cal.
— hydraté.	— 1,2	»
Azotate	— 7,6	»
Sulfate	— 4.0	»

Composés du cobalt

Chlorure anhydre.	+ 18,4	cal.
— hydraté.	— 2,8	»
Azotate	— 5,0	»
Sulfate.	— 3,5	»

(1) Sels ferreux.

Composés du cuivre

Chlorure anhydre.	+ 11,0 cal.
— hydraté.	+ 4,4 »
Bromure anhydre.	+ 8,2 »
Azotate ($6H^2O$).	— 10,8 »
Sulfate ($5H^2O$)	— 2,7 »
Acétate (H^2O)	+ 0,5 »

Composés du plomb

Chlorure	— 6,4 cal.
Azotate	— 7,9 »
Acétate	— 5,6 »

Composés de l'étain

Chlorure stanneux (Cl^2Sn)	+ 0,6 cal.
— — ($Cl^2Sn, 2H^2O$) . .	— 5,2 »
— stannique (liquide) Cl^4Sn .	+ 29,3 »
Bromure stanneux	— 1,6 »
— stannique	+ 16,6 »

Composés de l'ammonium

Chlorure	— 3,95 cal.
Bromure	— 4,4 »
Iodure.	— 3,5 »
Fluorure	— 1,5 »

Cyanure	— 4,4	»
Sulfocyanure	— 5,67	»
Sulfure	— 6,5	»
Ammoniac (gaz)	+ 8,8	»
Azotate	— 6,25	»
Azotite	— 4,75	»
Perchlorate	— 6,3	»
Sulfate anhydre	— 2,33	»
— hydrate	— 5,00	»
Sulfite	— 5,36	»
Bichromate	— 12,44	»
Acétate	+ 0,5	»

Composés solides de l'hydrogène (acides)

Acide iodique anhydre	— 1.62	cal.
— — hydraté	— 2,67	»
— azotique anhydre	+ 16,68	»
— sulfurique anhydre	+ 37,30	»
— — monhydraté	+ 16,00	»
— — bihydraté	+ 7,12	»
— phosphoreux cristallisé	— 0,13	»
— — fondu	+ 2,9	»
— phosphorique anhydre	+ 41,6	»
— phosphorique hydraté crist.	+ 2,69	»
— — — fondu.	+ 5,2	»
— arsénieux	— 7,55	»
— pyroarsénique	+ 1,29	»
— orthoarsénique	— 0,4	»
— arsénique	+ 6,0	»
— borique	+ 7,6	»
— chromique	+ 2,2	»
— formique crist.	— 2,35	»

Acide acétique —	— 2,13 »
— oxalique anhydre.	— 2,29 »
— — hydraté	— 8,49 »
— tartrique.	— 3,27 »
— citrique	— 6,4 »

Composés gazeux de l'hydrogène (acides)

Acide chlorhydrique	17,4 cal.
— bromhydrique	20,0 »
— iodhydrique	19,4 »
— sulfhydrique	4,75 »
— azoteux.	13,8 »
— sulfureux	7,7 »
— carbonique.	5,6 »
— cyanhydrique.	6,1 »

Chaleurs de formation de quelques composés insolubles

Chlorure d'argent.	29,2 cal.
Bromure cristallisé d'argent	23,7 »
— amorphe »	20,7 »
Iodure cristallisé »	19,7 »
— amorphe »	14,1 »
Oxyde »	7,0 »
Sesquioxyde »	21,0 »
Sulfure »	3,0 »
Sulfocyanure »	16,5 »
Carbonate »	27,8 »
Oxalate »	39,8 »

Bromure thalleux	42,4	»
Iodure »	60,4	»
Sulfure »	21,6	»
Hydrate de magnésium	149,8	»
Sulfure »	79,6	»
Oxyde de zinc	86,4	»
Hydrate »	83,6	»
Sulfure »	43,0	»
Cyanure »	58,6	»
Hydrate de cadmium.	66,4	»
Sulfure »	34,0	»
Cyanure »	40,0	»
Bioxyde de manganèse	116,2	»
Sulfure »	45,2	»
Oxyde ferreux (hydraté)	69,0	»
Sulfure »	23,8	»
Oxyde de nickel (hydraté)	61,4	»
Sulfure »	19,4	»
Oxyde de cobalt (hydraté)	64,0	»
Sulfure »	21,8	»
Oxyde de cuivre	38,4	»
Sulfure »	10,2	»
Iodure de plomb	42,0	»
Sulfure »	17,8	»
Sulfocyanure de plomb	43,6	»
Oxyde »	51,0	»
Hydrate »	53,4	»
Peroxyde »	65,5	»

Chaleurs de combustion et de formation des composés organiques.

(G. QUESNEVILLE, 1880)

En admettant pour les chaleurs de combustion à pression constante de

	H^2	69,0
	CO.	68,3
	CH^4	217,5
	C^2H^4	341,4
d'où	(CH^2)	170,7
	C^2H^2	318,0
d'où	(CH)	159,0

G. Quesneville a montré que la chaleur de combustion des carbures de la série grasse $CH^4\ (CH^2)^n$ se calculait par la formule

$$C' = 213,5 + (n - 1) \times 170,7$$

Et pour les alcools, en partant de l'alcool méthylique dont la chaleur de combustion calculée est 168, trouvé (F. S.) 169,8, par la formule

$$C' = 168 + (n - 1)(170,7 - 14)$$

C'est cette formule qui lui a permis de calculer la chaleur de formation de l'alcool éthylique et de trouver 70,3 alors qu'autrefois d'après Favre et Silbermann, on trouvait 330,5 pour la chaleur de combustion et l'on calculait en partant des éléments 395 d'où 64,5. (Berthelot, *Mécanique Chimique*, t. I, p. 878).

Tous ces résultats étaient une application de la formule théorique qu'il avait établie.

Si a, a', a'',... sont les chaleurs de combustion des radicaux constituant, Tp le travail correspondant au déplacement d'un radical de poids moléculaire p, on a pour chaleur de combustion.

$$C = (a + a' + ...) - (p + p' + ...) T$$

C'est d'après cette formule qu'ayant T = 1 pour CH^2 donc p = 12 + 2 = 14, on a (170,7 — 14) pour les nombres de CH^2 ajoutés à l'alcool méthylique.

G. Quesneville a aussi montré l'importance des chaleurs spécifiques dans la constitution des corps. (*Moniteur Scientifique* 1880 p. 243). Ainsi l'alcool éthylique C^2H^6O est par sa constitution considéré comme

$$\begin{array}{c} CH^4O \\ | \\ CH^2 \end{array}$$

C'est-à-dire de l'alcool méthylique + CH^2.

Or en prenant pour la chaleur spécifique de CH^2 celle de $\frac{C^2H^4}{2}$, on a p. 153 (*Monit. Scient.*).

	CH^4O	1,0326	
	$\vert$		
	CH^2.	0,4106	trouvé
d'où	alcool	1,4432	1,4342

En désignant par 1 + θ le rapport des deux chaleurs spécifiques qui pour l'air est 1,41 (Dulong), G. Quesneville a montré que le poids moléculaire devait se calculer par la formule

$$P = 2\,m. \frac{1 + \theta}{1,407} \quad \frac{3,409}{c}.$$

Voici le tableau qu'il a donné (p. 175) (*Monit. Scient.*).

	c	$\frac{3,409}{c}$	$1+\theta$	2 m.	Demi-poids moléculaire calculé	Demi-poids moléculaire théorique	Nombre des atomes
Brome.	0,0555	61,2	1,850	2	80,46	80	2
Chlore.	0,1210	28,2	1,789	2	35,86	35,5	2
Protoxyde d'azote.	0,2238	15,2	1,364	3	22,09	22	3
Bioxyde d'azote .	0,2315	14,7	1,425	2	14,83	15	2
Acide sulfureux .	0,1544	22,0	1,374	3	32,22	32	3
— chlorhydr. .	0,1845	18,4	1,401	2	18,32	18,25	2
— sulfhydriq. .	0,2431	14,0	1,394	$\frac{5}{2}$	17,34	17	3
Gaz ammoniac . .	0,5083	6,7	1,429	$\frac{5}{2}$	8,5	8,5	4
Hydrogène protocarboné . . .	0,5929	5,74	1,316	3	8,05	8	5
Eau.	0,4805	7,1	1,419	$\frac{5}{2}$	8,95	9	3
Sulfure de carbone	0,1570	21,7	1,299	4	40,06	38	3
Alcool.	0,4534	7,5	1,325	$\frac{13}{2}$	22,95	23	9
Ether	0,4810	7,1	1,345	11	37,29	37	15
Ether chlorhydr. .	0,2737	12,4	1,227	6	32,43	32,25	8
Ether bromhydr. .	0,1816	18,7	1,366	6	54,45	54,5	8
— sulfhydr. .	0,4005	8,5	1,276	12	46,25	45	15
— cyanhydr. .	0,4261	8,0	1,430	7	28,45	27,5	9
Chloroforme . .	0,1566	21,7	1,564	5	60,30	59,75	5
Liqueur des hollandais	0,2293	14.8	1,367	7	50,29	49,5	8
Ether acétique . .	0,4008	8,5	1,332	11	44,22	44	14
Acétone	0,4125	8,3	1,255	8	29,60	29	10
Benzine	0,3754	9,1	1,367	9	39,68	39	12

Pour que la loi de Wœstynn se trouvât vérifiée, il faudrait que les chiffres qui indiquent le nombre des atomes fussent respectivement égaux au nombres caractéristiques 2 m. Or, comme on peut le voir ceci ne se vérifie que rarement. Les chaleurs spécifiques du gaz des marais et de l'éthylène déterminées bien longtemps avant que ce physicien eût établi sa loi, en prouvait surabondamment l'inexactitude. Ce que G. Quesneville a expliqué en montrant p. 254 (*Mon. Scient.*), que la formation de certains radicaux se forment avec *perte de chaleur atomique* ainsi :

Générateur	Combinaison sous 2 volumes		Perte en chaleur atomique
Acétylène	C . . .	H . . .	1/2
Ethylène.	C . . .	H^2. . .	1
Hydrure d'Ethyle .	C . . .	H^3. . .	3/2
— — . . .	C . . .	H^4. . .	2
Benzine	C^2. . .	H^2. . .	1
—	C^2. . .	H^4. . .	2

Donc la loi de Wœstynn sera en défaut dans toutes les combinaisons où entreront ces radicaux (1).

(1) Voir pour plus de détails le *Moniteur Scientifique* du docteur Quesneville de 1880, p. 243 et 1155.

CHAPITRE VIII

RENSEIGNEMENTS DIVERS

FORCES ÉLECTROMOTRICES DE QUELQUES COUPLES VOLTAÏQUES

(D'après le *Traité des piles électriques* par D. Tommasi)

Couple magnésium-platine plongeant dans différents liquides (1)

(G. Gore, 1885)

Dissolutions	Forces électromotrices
Acide sulfurique	1,92 volt
— formique	1,84
— oxalique	1,73
— tartrique	1,68
Chlorure de potassium	1,44
Bromure —	1,67
Iodure —	1,58
Cyanure —	1,48
Chlorate —	1,73
Sulfate —	1,50
Chlorure de sodium	1,50
Sulfate de magnésium	1,75
Alun de potassium	1,81
— d'ammonium	1,70

(1) C'est D. Tommasi (1865) qui a, le premier, employé le magnésium comme un métal actif dans les couples voltaïques. (Voir le *Traité des piles électriques* par D. Tommasi, page 122).

Couples voltaïques divers plongeant dans l'acide azotique dilué

(G. Gore, 1885)

Couples	F. é-m.
Zinc-cadmium	0,2131 volt
— plomb	0,3901
— étain	0,4301
— fer	0,4867
— aluminium	0,5057
— nickel	0,8571
— cuivre	0,8970
— argent	1,1490
— palladium	1,1827
— or	1,4150
— platine	1,4293
Cadmium-platine	1,2162
Plomb —	1,0392
Etain —	0,9992
Fer —	0,9426
Aluminium —	0,9236
Nickel —	0,5722
Cuivre —	0,5223
Argent —	0,2803

Couples voltaïques divers plongeant dans différentes solutions

(POGGENDORFF, 1845)

(a) *Acide sulfurique dilué*

Couples	F. é-m.
Zinc-étain	0,441 volt
Etain cuivre	0,442
Zinc-cuivre.	0,890
Fer-cuivre	0,440
Zinc-argent	1,137
Zinc-cadmium.	0,366
Cadmium-fer	0,206
Zinc-fer.	0,580
Zinc-étain	0,573

(b) *Acide chlorhydrique dilué*

Zinc-cuivre.	0,788 volt
Zinc-platine	1,537
Cuivre-platine	0,743
Argent-platine.	0,620

(c) *Solution de potasse*

Zinc-fer.	1,003 volt
Zinc-argent	1,198
Zinc-platine	1,257
Zinc antimoine	0,541

Couples zinc-charbon plongeant dans une solution de bichromate de potassium

(Du Moncel, 1881)

Eau . . . . Bichromate de potassium . Acide sulfurique	2,007 volts
Eau . . . . Bichromate de potassium . Acide sulfurique	1,986
Eau . . . . Bichromate de potassium . Acide sulfurique	1,925

Élément Daniell

Auteurs	Forces électromotrices
Fleming-Jenkin. . . .	1,058 volt (1)
Favre	1,059 »
Kittler	1,059 »
Clark et Sabine. . . .	1,079 »
D. Tommasi	1,084 » (2)
Ledebœr	1,1015 »
Everett	1,1550 »

(1) F.é-m. calculée d'après la chaleur développée dans la réaction chimique.

(2) F.é-m. calculée d'après la loi des constantes thermiques. (Voir le *Traité des piles électriques*, par D. Tommasi, pages 70 à 83.)

Couples du type de l'élément Grove

Zinc, acide sulfurique étendu ; acide azotique, platine	1,844 volt
Zinc, acide sulfurique étendu ; acide chlorhydrique, platine	1,481
Zinc, acide sulfurique étendu ; chlorate de potassium, platine	1,626
Zinc, acide sulfurique étendu ; chlorure de sodium, platine.	1,618
Zinc, acide sulfurique étendu ; bromure de sodium, platine.	1,567
Zinc, acide sulfurique étendu ; iodure de sodium, platine.	1,102

Couples à deux liquides

(JOULE)

Zn,	SO^4H^2 + Aq. ;	vase poreux,	AzO^3,H,	Pt	1,83 volt
Fe,	—	—	—	—	1,37
Cu,	—	—	—	—	0,89
Ag,	—	—	—	—	0,52
Pt,	—	—	—	—	0,36
Zn,	KHO + Aq ;	vase poreux,	AzO^3H,	Pt	2,29
Fe,	—	—	—	—	1,65
Cu,	—	—	—	—	1,17
Ag,	—	—	—	—	0,45
Pt,	—	—	—	—	0,20
Amalgame de potassium	—	—	—	—	2,95

Capacité de quelques accumulateurs par kilogramme d'électrodes (1)

Accumulateur	Atlas.	15	ampères-heure	
—	Betts.	6	»	»
—	Blot	15 à 16	»	»
—	Dujardin . . .	15 à 18	»	»
—	Fitz-Gerald . .	12 à 13	»	»
—	Gadot	10 à 12	»	»
—	Julien	15 à 20	»	»
—	Laurent-Cely (2).	9 à 10	»	»
—	Legay	5	»	»
—	Montaud . . .	10	»	»
—	Peyrusson. . .	12 à 15	»	»
—	Rousseau . . .	16	»	»
—	Tommasi (3) . .	25 à 30	»	»
—	Tudor	6 à 15	»	»
—	Verdier. . . .	18 à 20	»	»

Sur la dimension des molécules

Hodges (1879) en se basant sur des considérations déduites de la vaporisation de l'eau et de l'absorption des gaz par le platine, arrive à la valeur de $0{,}00000005^{mm}$

(1) Pour plus de détails voir le « *Traité des piles électriques* » par D. Tommasi, pages 402 à 465.

(2) Construit par la *Société pour travail électrique des métaux*.

(3) Construit et exploité en France par la *Société Fulmen*, en Suisse par la *Société Germano-Suisse* de Fribourg, en Belgique par la *Société Industrielle des Tramways* de Liège, et en Angleterre par la *Société The International electric storage*.

Ce nombre est à peu près du même ordre de grandeur que ceux qu'avaient déjà obtenus Thomson et Maxwell.

Gaudin évalue la distance approximative des atomes chimiques à *un cent millionième de millimètre*.

D'autre part, Quincke a montré que même au bout de 17 ans et sous une pression de 120 atmosphères, il n'est pas passé trace d'hydrogène ou d'acide carbonique à travers une paroi de verre de 1,5 m.m. d'épaisseur.

Quincke ne croit pas que l'on doive conclure de ce résultat que les molécules d'hydrogène et de l'acide carbonique aient des dimensions supérieures à celles des pores des molécules du verre, mais plutôt que ces pores se sont remplis d'une couche de gaz attirée et maintenue fixe par la proximité de la substance solide.

Etat sphéroïdal

On connaît l'impossibilité dans laquelle se trouvent les liquides de mouiller des surfaces solides suffisamment échauffées, ou de se mêler, dans certains cas, à d'autres liquides portés à une haute température.

La première observation exacte qui ait été faite est attribuée à Eller (1746).

Dix ans après, ce phénomène fut étudié par Leidenfrost sous le nom duquel il est encore désigné.

Boutigny définit ainsi l'état sphéroïdal :

« Un corps est à l'état sphéroïdal quand sa tempé-
» rature reste fixe sur une surface avec laquelle il n'a
» pas de contact, et dont la température peut être

» élevée indéfiniment », et réciproquement, « tout
» corps dont la température reste fixe sur une surface
» avec laquelle il n'a pas de contact, et dont la tem-
» pérature peut-être élevée indéfiniment est à l'état
» sphéroïdal. »

Cette définition est basée sur les propriétés caractéristiques et fondamentales suivantes :

1° La forme arrondie que prend la matière sur une surface chauffée à une certaine température :

2° Le fait de la distance permanente qui existe entre le corps à l'état sphéroïdal et le corps sphéroïdalisant ;

3° La propriété de réfléchir le calorique rayonnant ;

4° La suspension de l'action chimique ;

5° La fixité de la température de corps à l'état sphéroïdal.

Les sphéroïdes sont-ils supportés par un coussin de vapeur, ou bien sont ils maintenus au-delà du rayon de l'action chimique par une force répulsive dont la chaleur est la cause déterminante ?

Les physiciens sont très partagés à cet égard. Les uns pensent que les sphéroïdes en question sont supportés par un coussin de vapeur ; d'autres et Boutigny est de ce nombre, admettent qu'ils sont tenus à distance par une force répulsive que la chaleur développe dans les corps solides ou liquides.

Boutigny démontre l'existence de cette répulsion par les expériences suivantes :

1° On plonge dans l'eau une grosse balle de cuivre incandescente, et l'on voit facilement que le liquide ne le touche pas ;

2° On verse quelques gouttes d'eau dans un panier en fils de platine incandescent, ou dans une capsule

criblée de trous très fins et très serrés, et l'eau ne tombe pas par les ouvertures.

Poggendorff a reconnu qu'un courant électrique ne peut passer du globule dans le métal, ce qui montre qu'il y a séparation.

Buff a constaté ce fait et a trouvé que le courant traverse quand le globule liquide est assez gros, et il explique le passage de la lumière sous ce globule, par des oscillations qu'il éprouverait sous l'influence de la vapeur interposée.

Daguin a fait remarquer que la transmission peut très bien avoir lieu à travers un espace très étroit rempli de vapeur, si ce courant est suffisamment intense.

D'après E. Wartmann (1848), lorsqu'une des électrodes touche une portion quelconque de la capsule extérieurement au liquide jusqu'au contact du métal, le passage du courant s'établit, et la goutte s'évapore rapidement ; ce phénomène cesse dès que le circuit voltaïque est ouvert.

Tous les liquides indistinctement, même les huiles fixes, peuvent passer à l'état sphéroïdal. Il en est de même de tous les solides volatils, la cire et les corps gras ne font pas exception. La température nécessaire pour faire passer les corps à l'état sphéroïdal doit être d'autant plus élevée que leur point d'ébullition l'est davantage, ou que la température à laquelle ils se décomposent est plus haute. (Boutigny).

La tension de la vapeur entre la surface chaude et le liquide est égale à la pression atmosphérique augmentée d'une colonne du même liquide ayant pour hauteur l'épaisseur du globule (Person).

La température des corps à l'état sphéroïdal, quelle

que soit d'ailleurs celle du vase qui les contient, est toujours inférieure à celle de l'ébullition, et elle est proportionnelle à celle ci.

De l'eau tenant en suspension du noir de fumée, du sable, de la limaille de fer, etc., prend l'état sphéroïdal et sa températupe est de 95°,5. Mais il n'en est pas de même des dissolutions salines. Ainsi, une solution contenant 29 pour cent de chlorure de sodium, et qui bout à 108°,5 donne à l'état sphéroïdal la température de 104° environ.

La répulsion qui existe, entre les surface incandescentes et les corps qu'on y projette s'étend aux solides et elle a également lieu des liquides à liquides (Boutigny).

Solides à solides. — Ainsi par exemple, en mettant un peu de silice dans une capsule de platine chauffée au rouge, elle acquiert une mobilité extrême ; le frottement est si faible que souvent la silice ne bougeait pas, quoiqu'on fît glisser le vase. On observe des phénomènes semblables avec la magnésie, le peroxyde de manganèse etc., (Addams).

Si, sur un morceau de plomb, on pose une masse de cuivre fortement échauffée, et d'une forme telle qu'elle ne touche que par un point, le plomb, au point de contact, s'échauffe, et la masse de cuivre se trouve soulevée d'une petite quantité. Pendant ce temps, la chaleur se répartit dans le plomb ; de sorte que la répulsion diminue et que la masse se rapproche pour être repoussée de nouveau, et ainsi de suite. Les alternatives se succèdent si rapidement, qu'il se produit un son.

Liquides à liquides. On fait chauffer de l'acide sulfurique à une température voisine de celle de son ébullition, et on y laisse tomber quelques gouttes d'eau, d'alcool ou d'éther et l'on voit ces divers liquides passer à l'état sphéroïdal.

En chauffant de l'huile de lin, ou tout autre huile fixe, on obtient des résultats analogues. L'eau, l'alcool, l'éther se comportent de même (Boutigny).

Pelouze a vu le même phénomène se produire lorsqu'on projette de l'eau sur de l'essence de térébenthine suffisamment chauffée. L'eau en effet s'arrondit en globule à la surface de l'essence et ne se précipite pas au fond comme elle devrait le faire en vertu de sa densité.

Les liquides qui contiennent des gaz en dissolution laissent dégager d'abord des gaz, et ensuite leur évaporation continue comme si le dissolvant était pur (Boutigny).

Cependant l'acide chlorhydrique fait exception.

Le chlorure mercurique à l'état sphéroïdal est transparent comme de l'eau, il ne se décompose pas ; il en est de même du chlorure mercureux. Le chlorure de sodium, le chlorure et le carbonate d'ammonium ne se décomposent pas non plus (Boutigny).

La nitroglycérine, passe à l'état sphéroïdal sans faire explosion (Malaguti).

Tableau donnant le diamètre des sphéroïdes de mercure, d'eau, d'alcool et d'éther et le volume et la masse que l'on en déduit par le calcul.

(Boutigny)

Noms des substances	Diamètres des sphères	Volumes des sphères	Densités des substances	Produit des volumes × par la densité	Masse des sphéroïdes calculés à l'unité
Mercure. .	3 millim.	14,1378	13,5	0,190	1,061 gr.
Eau	7 —	179,6033	Unité	0,179	1,000 »
Alcool. . .	7,5 —	220,9042	0,185	0,185	1,033 »
Ether . . .	8 —	268,0960	0,712	0,190	1,061 »

Si l'on remplit complètement un verre avec de l'eau à la température ordinaire de manière que sa surface soit convexe, et si l'on fait tomber des gouttes d'eau à la même température sur l'eau du verre à une hauteur convenable, on voit que pendant quelques instants les gouttes restent entières, qu'elles courent sur la surface, que quelquefois elles sautent par dessus le bord du vase, que d'autres fois elles diminuent successivement de volume, tout en restant sphériques, jusqu'à ce qu'elles aient entièrement disparu. On observe le même phénomène avec d'antres liquides, tels que l'alcool, une solution de chlorure de sodium, etc. (A. Cima 1856.)

Il est juste de dire que ce phénomène avait été déjà observé et décrit en 1818 par Bizio.

Mouvement de quelques composés cristallisés sur la surface de l'eau

(SCHEFCZIK, 1856)

Des cristaux d'acide succinique et benzoïque préparés par la voie sèche manifestent des mouvements particuliers analogue à ceux du camphre, lorsqu'on les projette sur la surface d'une eau limpide. Dès qu'on a introduit un doigt dans l'eau, toute espèce de mouvement cesse à l'instant même.

Si l'on opère avec de l'acide citrique l'on observe que les mouvements des cristaux réduits en lames très-minces afin de pouvoir flotter sur l'eau, laissent sur la surface de ce liquide des traces visibles d'acide citrique dissous. Dès qu'on a touché l'eau avec le doigt le mouvement des cristaux cesse, mais ceux-ci continuent à se dissoudre, avec cette différence, que la trace visible de la solution de l'acide citrique ne se manifeste plus sur la surface de l'eau, mais tombe perpendiculairement au fond.

La cessation du mouvement lorsqu'on plonge le doigt dans l'eau est dû à une couche extrêmement mince d'une matière grasse qui se sépare du doigt et s'étend sur la surface de l'eau.

On observe en effet le même phénomène avec les huiles grasses et leurs savons, mais pas avec l'huile de goudron.

Il est a remarquer cependant que des sels cristallisés solubles dans l'eau, tel que le bichromate de potassium, le sulfate ferreux, le sulfate cuivrique, le

chlorure d'ammonium, le sulfate d'antimoine, le sulfate de potassium, etc., manifestent également des mouvements gyratoires, lorsque leurs cristaux réduits en lames minces et légèrement enduits d'une matière grasse, sont projetés sur la surface de l'eau.

Extension des liquides les uns sur les autres

(R. Ludtge, 1869)

Lorsqu'on pose sur la surface d'un liquide, une goutte d'un autre liquide qui ne soit pas susceptible de se mélanger avec lui, il peut arriver ou bien que la goutte conserve la forme d'une lentille flottant sur cette surface, ou bien qu'elle s'étende et se répande sur elle en couche très mince. Le premier cas est celui d'une goutte d'eau posée sur de l'huile, ou d'une goutte d'huile sur de l'alcool, le second celui de l'huile sur de l'eau, ou de l'alcool sur de la glycérine.

Les substances sur lesquelles on a opéré sont les suivantes, rangées dans un ordre tel que chacune d'elle puisse s'étendre en lame mince sur celle qui la suit.

Ether sulfurique.
Ether acétique.
Alcool.
Benzine.
Essence de térébenthine.
Eau de savon.
Acide acétique.
Huile de pavot.
Sulfure de carbone.
Dissolution de potasse.
Glycérine.
Acide azotique.
Acide sulfurique.
Acide chlorhydrique.
Ammoniaque.
Sulfate de cuivre.
Eau.
Chlorure d'ammonium.
Chlorure ferrique.

Liste des matières piméliques et apiméliques

(J. Lightfoot, 1863)

Le tableau suivant permet de distinguer deux classes de substances, sous le rapport de leur pouvoir d'arrêter ou de permettre la rotation du camphre.

Matières piméliques arrêtant la rotation	Matières apiméliques permettant la rotation
Suif.	Acide stéarique pur.
Axonge.	Spermacéti (blanc de baleine)
Beurre de lait.	Savon calcaire.
— de palmier.	Glycérine.
— de cocotier.	Paraffine.
	Cire d'abeilles.
Huile d'olive.	Créosote.
— de colza.	Benzine pure.
— de lin.	Aniline.
— de pavot.	Naphtaline.
— de moutarde.	Naphtylamine.
— de poisson.	Alcool.
— de pieds de bœuf, etc.	Sulfure de carbone.
	Sang humain.
Baume de copahu.	Urine fraîche.
	Albumine d'œuf.
Essence de girofle.	Dextrine.
— de térébenthine.	Gommes arabique et adragant.
— de lavande.	Toiles d'araignées.
— de romarin.	Baume du Canada.
— de menthe poivrée.	Nitrobenzine (*).
— d'anis.	Résine dissoute dans la soude caustique (*).

(*) Arrêtent pour un temps après lequel la rotation recommence.

Tableau donnant le pouvoir absorbant de certains corps mis en contact avec de la teinture de tournesol.

(Filhol)

Pouvoir absorbant du charbon = 100

Oxyde ferrique hydraté	129
Alumine hydratée	116
Phosphate de sodium	109
Charbon	100
Fer réduit par l'hydrogène	95
Bioxyde de manganèse naturel	89
Oxyde de zinc	80
Bioxyde d'étain	70
Litharge	66
Sulfate de plomb	50
— de baryte naturel	50
— — artificiel	130
Oxyde de cuivre	27
Calomel	22

Action d'une très forte pression sur les corps

(W. Spring, 1881)

Spring a soumis différents corps pulvérulents à des pressions pouvant aller jusqu'à 10 000 atmosphères et a montré que beaucoup d'entre eux se soudaient complètement, de manière à constituer des masses aussi compactes que celles obtenues par fusion. Un des faits les plus intéressants qu'il ait constatés, c'est le développement de la *structure cristalline.*

Le tableau suivant contient les principaux résultats obtenus par Spring.

Corps	Pression en atmosphères	Résultats obtenus
Bismuth.	6000	Cassure cristalline.
Zinc	5000 (t. de 130°)	Cassure cristalline.
Soufre octaédrique.	3000	Se soude et devient cristallin.
Soufre prismatique.	3000	Se transforme en soufre octaédrique.
Soufre mou . . .	3000	Se transforme en soufre octaédrique.
Peroxyde de manganèse	5000	Donne un bloc noir, dont la texture cristalline est identique à celle de la *pyrolusite* naturelle.
Sulfure de zinc . .	5000	Prend aspect de la *blende*.
Sulfure de plomb .	6000	Prend aspect de la *galène*.
Sulfure d'arsenic .	6000	Donne de beaux cristaux.
Iodure rouge de mercure	4000	Forme un bloc composé d'un amas de cristaux transparent.

Un mélange de soufre et de limaille de cuivre se transforme complètement en sulfure de cuivre cristallisé (Cu^2S).

Les sels cristallins se soudent en donnant des masses compactes translucides. L'alumine se soude en un bloc translucide. Le graphite se soude complètement à 5 500 atmosphères.

Table des coefficients de compressibilité de quelques liquides

(GRASSI, 1851)

Nature du liquide	Températures	Densités	Compressibilité
Mercure. . . .	0°,0	13,596	0,00000295 (*)
Eau	0 ,0	0,99983	0,0000503 (*)
Eau	4 ,1	1	0,0000499 (*)
Eau	18 ,0	0,998612	0,0000463 (*)
Ether. . . .	0 ,0	0,7377	0,00011
Ether. . . .	14 ,0	0,7377	0,000140
Alcool éthylique.	13 ,1	0,810	0,0000904
Alcool méthylique.	13 ,5	0,827	0,0000913
Chloroforme . .	12	1,522	0,0000648
Sol. de chlorure de calcium . .	17 ,5	1,218	0,0000306
Sol. de chlorure de sodium . .	18 ,5	1,1226	0,0000321
Sol. d'iodure de potassium . .	15 ,5	1,694	0,0000260
Sol. d'azotate de sodium . . .	18 ,1	1,2026	0,0000295
Eau de mer . .	17 ,5	1,0264	0,0000436
$SO^3 + 2H^2O$ . .	13 ,6		0,0000242
$SO^3 + 3H^2O$ . .	14 ,6		0,0000250
$SO^3 + 4H^2O$ . .	16 ,5		0,0000271
$SO^3 + 5H^2O$ . .	14 ,7		0,0000279
$SO^3 + 6H^2O$ . .	14 ,2		0,0000283
$SO^3 + 10H^2O$ . .	14 ,6		0,0000315

(*) Compressibilité trouvées par Regnault.

Vitesses moyennes des particules

Température = 0°. Pression 760 mm.

	Mètres par seconde		Mètres par seconde
Air	485	Protoxyde d'azote. .	504
Oxygène	461	Oxyde de carbone. .	620
Hydrogène	1848	Acide sulfureux . .	420
Azote	492	Gaz ammoniac . . .	815
Chlore	347		

Trajectoire moyenne des particules

Température = 0°. Pression 760 mm.

	Millionièmes de millimètre		Millionièmes de millimètre
Oxygène	96	Oxyde de carbone. .	89
Air	90	Acide carbonique. .	62
Azote	89	Ammoniaque . . .	169

ISOMÉRIE

Tableau des diverses classes d'isomérie

(D'après Berthelot)

Les corps isomères sont formés des mêmes éléments, unis dans les mêmes proportions, mais présentant des propriétés différentes.

L'isomérie peut être physique ou chimique.

I. — *Isomérie physique*

L'isomérie physique est celle qui résulte de la variation de propriétés purement physiques, lesquelles ne sont pas nécessairement permanentes dans les corps : la diversité des états multiples des corps physiquement isomères s'évanouit, toutes les fois que ces corps traversent une combinaison. En un mot, cette isomérie est caractérisée par des propriétés dont un même corps peut être doué, ou être disponible, sans qu'on observe un changement notable dans ses propriétés chimiques.

Exemple : Fer aimanté et fer doux.

II. — *Isomérie chimique*

L'isomérie chimique est caractérisée par la diversité permanente des corps isomères dans leur combinaisons, ou bien encore par une différence marquée entre leurs réactions.

On distingue dans l'isomérie chimique les 5 classes suivantes :

1° Composition moléculaire ; c'est-à-dire isomérie accidentelle : les corps isomères n'offrent entre eux aucune relation générale.

Exemple : L'éther acétique $C^4H^8O^2$ et l'acide butyrique $C^4H^8O^2$.

2° Polymérie ; c'est-à-dire isomérie des corps formés par la réunion de plusieurs molécules en une seule.

Exemple : Amylène C^5H^{10}, diamylène $(C^5H^{10})^2$..... *n* amylène $(C^5H^{10})^n$.

3° Métamérie ; c'est-à-dire isomérie des corps formés par addition ou par substitution, en vertu d'arrangements différents de générateurs distincts ou identiques.

Exemple : Acétate de méthyle $C^3H^6O^2$, et formiate d'éthyle $C^3H^6O^2$.

Ces deux éthers présentent les analogies de propriétés physiques les plus frappantes ; mais au point de vue chimique ils se distinguent par une réaction tout à fait spéciale.

Traités par la potasse ces deux éthers ne se comportent pas de la même façon.

L'acétate de méthyle donne de l'alcol méthylique et de l'acétate de potassium, tandis que le formiate d'éthyle donne de l'alcool éthylique et du formiate de potassium.

4° Kénomérie ; c'est-à-dire isomérie des corps formés par l'élimination d'éléments différents ou identiques, aux dépens de composés distincts.

Exemple : Ether glycolique C^2H^4O, et l'aldéhyde C^2H^4O, lesquels quoique ayant la même composition diffèrent extrêmement par leurs propriétés physiques et chimiques.

3° Isomérie proprement dite; c'est-à-dire isomérie des corps qui diffèrent par l'arrangement intérieur de la molécule composée prise dans son ensemble, sans que cet arrangement puisse être expliqué par les conditions chimiques de leur origine.

Exemple : Essence de térébenthine et essence de citron, les sucres, les acides tartriques symétriques, etc.

Les corps isomères, de même fonction chimique, sont formés depuis leurs éléments, avec des dégagements de chaleur presque identiques; leur métamorphose réciproque dégage aussi très peu de chaleur; enfin les mêmes rapprochements subsistent dans la formation de leur dérivés isomériques.

Isomérie des hydrates ferriques (1)

(D. Tommasi)

Les hydrates ferriques peuvent se diviser en deux séries isomériques entre elles :

(α) Hydrates ferriques rouges.
(β) Hydrates ferriques jaunes.

---

(1) Le mémoire complet de D. Tommasi sur les hydrates ferriques a été publié par le *Moniteur scientifique* de Quesneville du mois de février 1888, p. 164 — 184.

Série α ou rouge	Série β ou jaune
Ces hydrates s'obtiennent en précipitant un sel ferrique par la potasse, la soude ou l'ammoniaque	On obtient ces hydrates par l'oxydation de l'hydrate ferreux, l'hydrate magnétique ou le carbonate ferreux.
αFe^2O^3, $3H^2O$? (1)	βFe^2O^3, $3H^2O$; composé peu stable qui se transforme aisément en $\beta(Fe^2O^3)^2$, $5H^2O$; celui-ci commence à se déshydrater vers 70°.
αFe^2O^3, $2H^2O$; il commence à se déshydrater vers 50°.	βFe^2O^3, $2H^2O$; il commence à se déshydrater vers 105°
αFe^2O^3, H^2O ; il commence à se déshydrater vers 92°.	βFe^2O^3, H^2O ; il commence à se déshydrater vers 150°.
αFe^2O^3 est brun.	βFe^2O^3 est rouge ou rouge jaunâtre.
Ces hydrates calcinés présentent le phénomène de l'incandescence.	Ces hydrates calcinés ne présentent pas le phénomène d'incandescence.
Ils se dissolvent aisément dans les acides même les plus faibles.	Ils sont peu solubles dans les acides dilués ou concentrés.
Le chlorure ferrique les dissout en grande quantité, et cette solution donne un précipité d'hydrate ferrique, par l'addition du sulfate de sodium ou du chlorure de sodium.	Le chlorure ferrique ne les dissout pas.
Ces hydrates se déshydratent lorsqu'on les fait bouillir avec de l'eau.	Ces hydrates, lorsqu'on les fait bouillir avec de l'eau, ne perdent que deux molécules d'eau seulement; ils n'abandonnent pas leur troisième molécule d'eau, même lorsqu'on les fait bouillir avec une solution concentrée de chlorure de calcium.

(1) Le composé que l'on obtient en précipitant un sel ferrique par l'ammoniaque n'a jamais la composition d'un trihydrate ; par conséquent, la formule qu'on lui assigne est tout à fait imaginaire et ne repose sur aucun fait.

Les métaux du soleil

(J.-N. Lockyer, 1878)

I. — *Métaux dont la présence dans le soleil est certaine*

Strontium.	Potassium.
Plomb.	Cerium.
Cadmium.	Uranium.

II. — *Métaux dont la présence dans le soleil est probable*

Vanadium.	Cœsium.
Palladium.	Bismuth.
Molybdène.	Etain.
Indium.	Lanthane.
Lithium.	Glucinium.
Rubidium.	Yttrium ou Erbium,

Les métaux déjà reconnus dans le soleil par Kirchoff, Augstrom et Thalèn étaient les suivants, au nombre de 14 :

Sodium.	Zinc.
Baryum.	Titane.
Hydrogène.	Magnésium.
Fer.	Chrome.
Cuivre.	Aluminium.
Manganèse.	Nickel.
Calcium.	Cobalt.

Avec les 18 métaux contenus dans les tableaux précédents, on trouve en tout 32 métaux dont la présence dans le soleil a été reconnue.

Dissociation des sels ammoniacaux en solution aqueuse

(H.-C. Dibbits)

Température = 100°

Chlorure d'ammonium	0,062	pour 100
Azotate —	0,072	»
Sulfate —	1,1	»
Oxalate —	6,6	»
Acétate —	7,3	»
— de sodium	0,14	»
— de baryum	0,064	»
— de plomb	5,0	»
— d'argent	0,72	»

Sur la constitution chimique de la solution ammoniacale

(D. Tommasi)

Une des questions qui ont le plus préoccupé les chimistes a été de savoir si une solution aqueuse d'ammoniaque renfermait AzH^3 ou bien AzH^4OH, analoque à l'hydrate de potassium KOH et de sodium NaOH.

D. Tommasi se basant sur des considérations thermochimiques, est arrivé à la conclusion que l'hydrate d'ammonium n'existerait pas dans l'eau ammoniacale.

Et, en effet, si l'on compare la chaleur de formation de tous les hydrates solubles, calculée d'après la loi

des constantes thermiques (1), avec la chaleur de formation de ces mêmes hydrates trouvée expérimentalement, on trouve un accord des plus complets, sauf cependant pour l'ammoniaque dont la chaleur de formation théorique diffère considérablement de celle trouvée par expérience.

Or, le désaccord que l'on constate entre la chaleur de formation théorique et expérimentale de l'hydrate d'ammonium ne peut provenir que d'une seule chose, à savoir : *que la constitution de la solution ammoniacale est différente de celle des hydrates alcalins.*

Il s'ensuit donc que l'hydrate d'ammonium n'existe pas dans l'eau ammoniacale, et que, par conséquent, l'on a tort de comparer celle-ci à une solution de potasse ou de soude.

Les recherches de Bouty sur la conductibilité électrique des solutions ammoniacales ont pleinement confirmé les résultats obtenus par D. Tommasi (2).

Appareil destiné à montrer la dissociation des sels ammoniacaux

Cet appareil imaginé par D. Tommasi (1881) et désigné par lui sous le nom de *dissocioscope* se compose d'un tube en verre ayant de 20 à 25 centimètres de hauteur sur 3 à 4 centimètres de diamètre. Dans l'intérieur du tube se trouve suspendu, au moyen d'un

---

(1) Voir le chapitre VII Thermochimie.

(2) Pour plus de détails voir le *Traité théorique et pratique d'électrochimie* de D. Tommasi, page 906.

fil de platine, une bande de papier de tournesol bleu imbibée préalablement d'une solution de chlorure d'ammonium (1).

La solution de ce sel étant ordinairement un peu acide, on la neutralise par quelques gouttes d'ammoniaque ; mais il faut avoir soin de ne pas en ajouter de trop, car cela pourrait nuire à la réaction qui doit plus tard se produire. La dissolution du chlorure d'ammonium (pur) dans l'eau distillée doit se faire à la température ordinaire et contenir un excès de sel ammoniac. La bande de papier de tournesol, après qu'elle a été retirée de la solution de chlorure d'ammonium, est pressée légèrement entre des doubles de papier buvard et introduite (le papier étant encore humide) dans le tube de verre.

Pour faire fonctionner le dissocioscope, il suffit de le plonger dans un cylindre en verre rempli d'eau bouillante. Le sel ammoniac se dissocie aussitôt et le papier de tournesol se colore en rouge. En plongeant ensuite le dissocioscope dans l'eau froide, la petite quantité d'ammoniaque dissociée se combine de nouveau à l'acide chlorhydrique et le papier de tournesol redevient bleu.

Il est évident que l'on peut répéter cette expérience autant de fois qu'on le désire et obtenir toujours le même résultat.

(1) En substituant au chlorure d'ammonium, le bromure, le sulfate, l'azotate, etc., le même appareil peut servir à la démonstration de la dissociation de ces différents sels ammoniacaux.

Table contenant les exemples les mieux connus d'isomorphisme

(FRIEDEL et SALET)

Type cubique

Chlorure de potassium	ClK
— de sodium	$ClNa$
— de lithium	$ClLi$
— d'ammonium	$ClAzH^4$
— de césium	$ClCs$
— de rubidium	$ClRb$
— de thallium	$ClTl$
Bromure de potassium	BrK
— de sodium	$BrNa$
— d'ammonium	$BrAzH^4$
Iodure de potassium	IK
— de sodium	INa
— d'ammonium	$IAzH^4$
Cyanure de potassium	CyK
— d'ammonium	$CyAzH^4$
Fluorure de potassium	FlK
— sodium	$FlNa$

Sulfure de plomb	SPb (galène)
Séléniure de plomb	$SePb$ (clausthalite)
Bisulfure de fer	S^2Fe (pyrite)
— de manganèse	S^2Mn (haüerite)
Arséniosulfure de cobalt	$SAsCo$ (cobaltine)
— de nickel	$SAsNi$ (gersdorffite)
Antimoniosulfure de nickel	$SSbNi$ (pulmanite)
Oxyde de magnésium	MgO (périclase)
— de nickel	NiO (bunsénite)

Acide antimonieux	Sb^2O^3 (sénarmontite)
— arsénieux	As^2O^3 (arsénolite)

Groupe des spinelles :

Oxyde alumino-magnésien. . . .	Al^2O^4Mg (spinelle)
— — ferreux	Al^2O^4Fe (pléonaste)
— — zincique. . . .	Al^2O^4Zn (gabnite)
— ferrico-magnésien . . .	Fe^2O^4Mg (magnoferrite)
— — zincique	Fe^2O^4Zn (franklinite)
— — ferreux	Fe^2O^4Fe (magnétite)
— chromico-ferreux . . .	Cr^2O^4Fe (chromite)
— de titane et de fer . . .	Fe^2O^4Ti (isérine)

Azotate de baryum	$(AzO^3)^2$ Ba
— de strontium	$(AzO^3)^2$ Sr
— de plomb	$(AzO^3)^2$ Pb

Chlorate de sodium	ClO^3Na
Bromate de sodium	BrO^3Na
Iodate d'ammonium.	IO^3AzH^4

Chlorate de nickel	$(ClO^3)^2$ Ni, $6H^2O$
— de cobalt	$(ClO^3)^2$ Co, $6H^2O$
— de cuivre	$(ClO^3)^2$ Cu, $6H^2O$
Bromate de magnésium . . .	$(BrO^3)^2$ Mg, $6H^2O$
— de zinc	$(BrO^3)^2$ Zn, $6H^2O$
— de nickel	$(BrO^3)^2$ Ni, $6H^2O$
— de cobalt	$(BrO^3)^2$ Co, $6H^2O$

Groupe des grénats :

$Si^3O^{10}Al^2Ca$ (grossulaire)
$Si^3O^{10}Al^2Mg$ (pyrope)
$Si^3O^{10}Al^2Fe$ (almandine)
$Si^3O^{10}Al^2Mn$ (spessartite)
$Si^3O^{10}Fe^2Ca$ (mélanite)
$Si^3O^{10}Cr^2Ca$ (ouvarowite)

Chloroplatinate de potassium. . .	Cl^6PtK^2
— d'ammonium . . .	$Cl^6Pt\,(AzH^4)^2$
Chloro-iridiate de potassium . . .	Cl^6IrK^2
— d'ammonium . . .	$Cl^6Ir\,(AzH^4)^2$
Chlorostannate de potassium . . .	Cl^6SnK^2
— d'ammonium . . .	$Cl^6Sn\,(AzH^4)^2$
Chloropalladiate de potassium . .	Cl^6PdK^2
— d'ammonium. . .	$Cl^6Pd\,(AzH^4)^2$

Groupe des aluns :

Alumino-ammonique.	$(SO^4)^4\,Al^2\,(AzH^4)^2,\ 24H^2O$
— potassique .	$(SO^4)^4\,Al^2K^2,\ 24H^2O$
— lithique . .	$(SO^4)^4\,Al^2Li^2,\ 24H^2O$
— thallique. .	$(SO^4)^4\,Al^2Tl^2,\ 24H^2O$
Ferrico-potassique. .	$(SO^4)^4\,Fe^2K^2,\ 24H^2O$
— ammonique .	$(SO^4)^4\,Fe^2\,(AzH^4)^2,\ 24H^2O$
Manganico-potassique.	$(SO^4)^4\,Mn^2K^2,\ 24H^2O$
— ammonique	$(SO^4)^4\,Mn^2\,(AzH^4)^2,\ 24H^2O$
Chromico-potassique .	$(SO^4)^4\,Cr^2K^2,\ 24H^2O$
— ammonique.	$(SO^4)^4\,Cr^2\,(AzH^4)^2,\ 24H^2O$

Plus plusieurs aluns d'ammoniaques composées.

Type quadratique

Oxyde stannique.	SnO^2 (cassitérite)
— titanique	TiO^2 (rutile)
Sulfate de nickel	$SO^4Ni,\ 7H^2O$
Séléniate de nickel.	$SeO^4Ni,\ 7H^2O$
— de zinc	$SeO^4Zn,\ 7H^2O$
Phosphate de potassium. . . .	PhO^4KH^2
— d'ammonium. . . .	$PhO^4AzH^4H^2$
Arséniate de potassium	AsO^4KH^2
— d'ammonium	$AsO^4AzH^4H^2$

Sulfate d'argent ammoniacal . .	$SO^4Ag^2, 2AzH^3$
Séléniate — — . .	$SeO^4Ag, 2AzH^3$
Chromate — — . .	$CrO^4Ag^2, 2AzH^3$

Sulfate de cuivre	$SO^4Cu, 6H^2O$
— de manganèse.	$SO^4Mn, 6H^2O$
— de zinc	$SO^4Zn, 6H^2O$
— de nickel	$SO^4Ni, 6H^2O$

Tungstate de calcium . .	WO^4Ca (schéelite)
— de plomb . .	WO^4Pb (schéeletine)
Molybdate de plomb . .	MoO^4Pb (wulfénite)

Type orthorhombique

Acide arsénieux.	As^2O^3
— antimonieux.	Sb^2O^3

Hydrate d'alumine	$Al^2H^2O^4$ (diaspore)
— ferrique	$Fe^2H^2O^4$ (gœthite)
— manganique . . .	$Mn^2H^2O^4$ (acerdèse)

Carbonate de calcium . . .	CO^3Ca (arragonite)
— de baryum . . .	CO^3Ba (withérite)
— de strontium . .	CO^3Sr (strontianite)
— de plomb . . .	CO^3Pb (cerusite)

Sulfate de caloium	SO^4Ca (karsténite)
— de baryum	SO^4Ba (barytine)
— de strontium . . .	SO^4Sr (célestine)
— de plomb.	SO^4Pb (anglésite)

Perchlorate de potassium.	ClO^4K
— d'ammonium	ClO^4AzH^4
Permanganate de potassium	MnO^4K
— d'ammonium	MnO^4AzH^4

Sulfate de sodium	SO^4Na^2
— d'argent	SO^4Ag^2
Séléniate de sodium.	SeO^4Na^2
— d'argent	SeO^4Ag^2

Sulfate de potassium	SO^4K^2
— d'ammonium	$SO^4(AzH^4)^2$
— de thallium	SO^4Tl^2
Séléniate de potassium.	SeO^4K^2
Chromate —	CrO^4K^2
Manganate —	MnO^4K^2
Sulfate de magnésium	SO^4Mg, $7H^2O$
— de zinc.	SO^4Zn, $7H^2O$
— de nickel	SO^4Ni, $7H^2O$
— de fer	SO^4Fe, $7H^2O$
— de colbalt.	SO^4Co, $7H^2O$
Sulfure d'antimoine.	S^3Sb^2 (stibine)
— d'arsenic.	S^3As^2 (orpiment)
Azotate de potassium	AzO^3K (salpêtre)
— d'ammonium	AzO^3AzH^4
— d'argent	AzO^3Ag
Phosphate de sodium	PhO^4NaH^2, H^2O
Arséniate —	AsO^4NaH^2, H^2O
Hydrophosphate de cuivre . .	PhO^4Cu^2OH (libéthénite)
Hydro-arséniate — . .	AsO^4Cu^2OH (olivénite)
— de zinc . . .	AsO^4Zn^2OH (adamine)
Bitartrate de potassium	$C^4H^5K^2O^6$
— de thallium	$C^4H^5Tl^2O^6$
Tartrate sodico-potassique	$C^4H^4KNaO^6$, $4H^2O$
— sodico-thallique	$C^4H^4NaTlO^6$, $4H^2O$

Type rhomboédrique

Arsenic	As
Antimoine	Sb
Bismuth	Bi
Alumine.	Al^2O^3 (corindon)
Oxyde ferrique	Fe^2O^3 (hématite)

Oxyde ferrico-titanique . . .	$FeTiO^3$ (ilménite)
— chromique	Cr^2O^3
Carbonate de calcium. . . .	CO^3Ca (calcite)
— de magnésium . .	CO^3Mg (giobertite)
Dolomie	$(CO^3)^2MgCa$
Carbonate de manganèse . .	CO^3Mn (diallogite)
— de zinc	CO^3Zn (smithsonite)
— de fer	CO^3Fe (sidérose)
Sulfo-antimonite d'argent.	S^3SbAg^3 (argyrythrose)
Sulfo-arsénite —	S^3AsAg^3 (proustite)
Sulfure de cadmium . .	SCd (greenockite)
— de zinc	SZn (wurtzite)
Azotate de sodium	AzO^3Na
— de potassium	AzO^3K
Hyposulfite de calcium	$S^2O^6Ca, 4H^2O$
— de strontium	$S^2O^6Sr, 4H^2O$
— de plomb	$S^2O^6Pb, 4H^2O$
Chlorophosphate de calcium . .	$(PhO^4)^3Ca^5Cl$ (apatite)
— de strontium .	$(PhO^4)^3Sr^5Cl$
— de plomb . .	$(PhO^4)^3Pb^5Cl$ (pyromorphite.
Chloroarséniate de plomb . . .	$(AsO^4)^3Pb^5Cl$ (minetèse)
Chlorovanadate de plomb . . .	$(VO^4)^3Pb^5Cl$ (vanadinite)
Fluozirconate de nickel	$Fl^6ZrNi, 6H^2O$
Fluosilicate —	$Fl^6SiNi, 6H^2O$
Fluostannate —	$Fl^6SnNi, 6H^2O$
Fluozirconate de zinc	$Fl^6ZrZn, 6H^2O$

Type clinorhombique

Sulfate acide de potassium .	SO^4KH
Séléniate — .	SeO^4KH

Sulfate de calcium	$SO^4Ca, 2H^2O$ (gypse)
Séléniate —	$SeO^4Ca, 2H^2O$
Sulfate de magnésium. . .	$SO^4Mg, 7H^2O$
— de zinc	$SO^4Zn, 7H^2O$
— de cobalt.	$SO^4Co, 7H^2O$
— de nickel.	$SO^4Ni, 7H^2O$
— de fer	$SO^4Fe, 7H^2O$
Séléniate de magnésium . .	$SeO^4Mg, 7H^2O$
— de cobalt	$SeO^4Co, 7H^2O$

Sulfate de fer	$SO^4Fe, 6H^2O$
— de cobalt	$SO^4CO, 6H^2O$
— de manganèse . . .	$SO^4Mn, 6H^2O$
Séléniate de cobalt	$SeO^4CO, 6H^2O$

Sulfates doubles	$SO^4K^2, SO^3R, 6H^2O$
— —	$SO^4(AzH^4)^2, SO^4R, 6H^2O$

Avec R = Ca, Ni, Co, Fe, Mn, Zn, Cu

Sulfate zincothalleux . .	$SO^4Tl^2, SO^4Zn, 6H^2O$

Sulfate de sodium	$SO^4Na^2, 10H^2O$
Séléniate —	$SeO^4Na^2, 10H^2O$
Chromate —	$CrO^4Na^2, 10H^2O$
Phosphate d'ammonium	$PhO^4(AzH^4)^2, H^2$
Arséniate	$AsO^4(AzH^4)^2H$

Fluostannate de cuivre	$Fl^6CuSn, 4H^2O$
Fluosilicate —	$Fl^6CuSi, 4H^2O$
Fluotitanate —	$Fl^6CuTi, 4H^2O$
Fluoxytungstate —	$Fl^4O^2CuW, 4H^2O$

Fluoxyniobate de potassium . .	Fl^7OK^3HNb
Fluostannate. — . .	Fl^8OK^3Sn

Type anorthique

Sulfate de cuivre	$SO^4Cu, 5H^2O$
— de manganèse	$SO^4Mn, 5H^2O$

Sulfate de fer	$SO^4Fe, 5H^2O$
Séléniate de cuivre	$SeO^4Cu, 5H^2O$
— de manganèse	$SeO^4Mn, 5H^2O$

Bichromate de potassium	$Cr^2O^7K^2$
— d'argent.	$Cr^2O^7Ag^2$

Action de certains corps sur la cristallisation d'une solution sursaturée de sulfate de sodium provoquée par les poussières atmosphériques.

(Champion et Pellet, 1875)

On a ajouté à 50cm³ de solution sursaturée de sulfate de sodium, 2 grammes des corps suivants :	La cristallisation provoquée par les poussières atmosphériques s'est effectuée en :
Eau	37 secondes
Glycérine	41 —
Chlorure de sodium.	40 —
Azotate de potassium	51 —
Sulfate d'ammonium	62 —
Carbonate de sodium	64 —

Une autre solution composée de :

Eau 72 gr. Sulfate de sodium 46 gr.	114 —
La même solution ci-dessus saturée de carbonate de sodium. . . .	900 —

Influence de diverses solutions sur la température de déshydratation de l'hydrate cuivrique

(D. Tommasi, 1880)

L'hydrate cuivrique employé dans ces expériences était chimiquement pur et ne contenait par conséquent ni oxyde noir (CuO) ni sulfate basique. Il était toujours préparé au moment de s'en servir, et employé à l'état humide (1).

Voici les résultats obtenus en chauffant l'hydrate cuivrique en présence de diverses solutions.

Solutions	Température de déshydratation
Carbonate de sodium à 5 °/₀.	50°
Chlorure de potassium à 10 °/₀.	71
Hydrate de sodium à 10 °/₀	74
Eau distillée	77
Acétate de sodium à 10 °/₀	78
Sulfate de sodium à 10 °/₀	79
Hydrate de sodium à 1 °/₀	83
— — à 0,5 °/₀	84
Bromure de potassium à 10 °/₀.	85
Chlorate de potassium (solution saturée) .	85
Iodure de potassium à 10 °/₀.	86
Chlorure de calcium à 10 °/₀ .	L'hydrate cuivrique reste bleu même à 100°.
Sulfate de manganèse à 10 °/₀ .	
Sucre à 10 °/₀.	

(1) Le mémoire complet a été publié dans le *Bulletin de la Société chimique* de Paris de 1882, p. 197.

Liste des substances dimorphes

(Pasteur, 1848)

Soufre.
Carbone.
Palladium.
Iridium.
Zinc.
Etain.
Acide titanique.
— arsénieux.
— antimonieux.
Pyrite.
Sulfure de cuivre.
— d'argent.
Protoxyde de plomb.
Iodure de mercure.
Oxyde ferrique.
Cuivre oxydulé.
Carbonate de calcium.
Baryto calcite.
Azotate de potassium.
— de sodium.
Sulfate de potassium.
Bisulfate de potassium.
Mésotypes.
Certains micas.
Sulfate de nickel.
Séléniate de zinc.
Sulfotricarbonate de plomb.
Grenat-idocrase.
Chlorure de naphtaline.
Chlorure de naptaline monochloré.

Plésiomorphisme. — Le plésiomorphisme est à la forme ce que le polymorphisme est à la composition, l'un comprenant dans une même formule chimique des substances cristallographiquement différentes tandis que l'autre, le plésiomorphisme réunit les combinaisons les plus hétérogènes dans une même formule cristallomorphique,

Vitesse du son

Solides — Vitesse du son dans l'air = 1 à 0°	
Plomb pur	3,976
Or pur	6,27
Cadmium	7,55
Etain	7,953
Argent	7,957
Platine	8,41
Palladium	9,81
Laiton	10,48
Zinc	11,14
Cuivre	11,52
Cobalt	14,23
Acier	14,88
Fer	14,98
Aluminium	15,375

Gaz et vapeurs	mètres
Air	333,00
Acide sulfureux	209,00
Acide sulfhydrique	289,27
Bioxyde d'azote	325,00
Acide carbonique	256,83
Protoxyde d'azote	256,45
Ammoniaque	415,00
Cyanogène	229,48
Acide chlorhydriq.	297,00
Gaz des marais	431,82
Oxyde de carbone	339,76
Ethylène	318,73
Fluorure de silicium	167,40
Vapeur d'eau	401,00
— de sulfure de carbone	189,00
Vapeur d'alcool	230,59
— d'éther	179,20
— de chlorure d'éthyle	199,00

L'augmentation de vitesse du son dans l'air est de 0,626 mètre par degré C.

Hydrogène naissant (H + cal.)

A l'état libre les affinités de l'hydrogène sont très peu prononcées, mais au moment même où il se dégage de ses combinaisons, il possède un pouvoir réducteur très énergique.

Il réduit les sels ferriques en sel ferreux, les acides arsénieux et sulfureux en hydrogène arsénié et sulfuré ; il transforme l'indigo bleu en indigo blanc, etc.

Toutes ces réductions étaient autrefois attribuées à un état spécial de l'hydrogène : l'*état naissant*.

Aujourd'hui le pouvoir réducteur de l'hydrogène prétendu naissant n'a plus rien de mystérieux et s'explique, au contraire, fort bien par des considérations purement thermochimiques.

Il résulterait en effet des recherches de D. Tommasi (1877) que, si l'hydrogène, à l'état naissant, est doué d'une plus grande affinité qu'à l'état ordinaire, cela tient uniquement à ce que l'hydrogène, au moment où il sort d'une combinaison, se trouve accompagné de toute la quantité de chaleur qui s'est produite pendant sa mise en liberté. Par conséquent, hydrogène naissant et synonyme de hydrogène + calories. Et les différences que l'on observe dans l'hydrogène provenant de diverses réactions chimiques, tiennent à ce que ces réactions ne développent pas la même quantité de chaleur.

Si l'on représente l'hydrogène naissant par cette formule $H + \alpha$ (α désignant la chaleur dégagée par la réaction chimique qui produit l'hydrogène) on aura pour α les valeurs suivantes :

$SO^4H^2 + Zn + Aq$;	$\alpha = 38$ cal.
$SO^4H^2 + Cd + Aq$;	$\alpha = 23,8$
$SO^4H^2 + Mg + Aq$;	$\alpha = 112$
$2ClH + Zn + Aq$;	$\alpha = 34,2$
$2BrH + Zn + Aq$;	$\alpha = 34,2$
etc.	etc.

Pour l'amalgame de sodium, α serait égal à environ 112 cal.

Par des considérations analogues, on arrive à expliquer la plus grande activité qu'ont les corps au moment où ils sortent d'une combinaison, par suite d'une décomposition chimique ou électrolytique, c'est-à-dire quand ils se trouvent ; comme l'on disait jadis, à l'*état naissant* (1).

Température des corps incandescents

(Pouillet)

Couleurs du platine	Températures	Couleurs du platine	Températures
Rouge naissant .	525°	Orangé foncé . .	1100°
Rouge sombre . .	700	Orange clair . .	1200
Cerise naissant. .	800	Blanc	1300
Cerise	900	Blanc soudant . .	1400
Cerise clair . . .	1000	Blanc éblouissant.	1500

Unité de température

Le degré centigrade, doit-être défini, d'après d'Almeida, de la manière suivante :

C'est l'accroissement de température capable de faire dilater, dans le verre, une masse mercurielle de la 100me partie de l'augmentation apparente de volume qu'elle subit quand on la fait passer de la température de la glace fondante à la température de la vapeur de l'eau bouillante, sous la pression de 0,76 m.

(1) Voir pour plus de détails le *Bulletin de la Société chimique* de Paris, T. I, p. 148, 1882, le *Traité des piles électriques*, par D. Tommasi, p. 121, et le *Traité théorique et pratique d'électrochimie*, par D. Tommasi, p. 105.

Comparaison
des thermomètres Réaumur et centigrade (1)

Réaumur	Centigrade	Réaumur	Centigrade	Centigrade	Réaumur	Centigrade	Réaumur
0	0	21	26,25	0	0	21	16,8
1	1,25	22	27,50	1	0,8	22	17,6
2	2,50	23	28,75	2	1,6	23	18,4
3	3.75	24	30,00	3	2,4	24	19.2
4	5,00	25	31,25	4	3,2	25	20,0
5	6,25	26	32.50	5	4,0	26	20,8
6	7,50	27	33,75	6	4,8	27	21,6
7	8,75	28	35.00	7	5,6	28	22,4
8	10,00	29	36,25	8	6,4	29	23.2
9	11.25	30	37,50	9	7,2	30	24,0
10	12,50	31	38.75	10	8,0	31	24,8
11	13,75	32	40.00	11	8,8	32	25,6
12	15,00	33	41,25	12	9,6	33	26,4
13	16,25	34	42,50	13	10,4	34	27,2
14	17.50	35	43,75	14	11,2	35	28,0
15	18,75	36	45,00	15	12,0	36	28,8
16	20,00	37	46,25	16	12,8	37	29,6
17	21,25	38	47,50	17	13,6	38	30,4
18	22,50	39	48,75	18	14,4	39	31,2
19	23,75	40	50,00	19	15,2	40	32,0
20	25,00	41	51,25	20	16.0	41	32,8

(1) La découverte du thermomètre date du dix-septième siècle ; elle est attribuée par les uns à Drebbel, physicien et mécanicien hollandais ; par les autres à Galileo.

Comparaison des thermomètres Réaumur et centigrade

Suite

Réaumur	Centigrade	Réaumur	Centigrade	Centigrade	Réaumur	Centigrade	Réaumur
42	52,50	57	71,25	42	33.6	57	45,6
43	53,75	58	72,50	43	34.4	58	46,4
44	55,00	59	73,75	44	35,2	59	47,2
45	56,25	60	75,00	45	36,0	60	48,0
46	57,50	62	77,50	46	36,8	61	48,8
47	58,75	64	80,00	47	37,6	62	49,6
48	60,00	66	82,50	48	38,4	63	50,4
49	61,25	68	85,00	49	39,2	64	51,2
50	62,50	70	87,50	50	40,0	65	52,0
51	63,75	72	90,00	51	40,8	70	56,0
52	65,00	74	92,50	52	41,6	75	60,0
53	66.25	76	95,00	53	42,4	80	64,0
54	67,50	78	97,50	54	43,2	90	72,0
55	68,75	80	100,00	55	44,0	100	80,0
56	70,00			56	44,8		

Comparaison des thermomètres Fahrenheit et centigrade

Fahrenheit	Centigrade	Fahrenheit	Centigrade	Fahrenheit	Centigrade
— 4	— 20,00	22	— 5,56	48	8,89
— 3	— 19,44	23	— 5,00	49	9,44
— 2	— 18,89	24	— 4,44	50	10,00
— 1	— 18,33	25	— 3,89	51	10,56
0	— 17,78	26	— 3,33	52	11,11
1	— 17,22	27	— 2,78	53	11,67
2	— 16,67	28	— 2,22	54	12,22
3	— 16,11	29	— 1,67	55	12,78
4	— 15,56	30	— 1,11	56	13,33
5	— 15,00	31	— 0,56	57	13,89
6	— 14,44	32	— 0,00	58	14,44
7	— 13,89	33	0,56	59	15,00
8	— 13,33	34	1,11	60	15,56
9	— 12,78	35	1,67	61	16,11
10	— 12,22	36	2,22	62	16,67
11	— 11,67	37	2,78	63	17,22
12	— 11,11	38	3,33	64	17,78
13	— 10,56	39	3,89	65	18,33
14	— 10,00	40	4,44	66	18,89
15	— 9,44	41	5,00	67	19,44
16	— 8,89	42	5,56	68	20,00
17	— 8,33	43	6,11	69	20,56
18	— 7,78	44	6,67	70	21,11
19	— 7,22	45	7,22	71	21,67
20	— 6,67	46	7,78	72	22,22
21	— 6,11	47	8,33	73	22,78

Comparaison des thermomètres Fahrenheit et centigrade

(*Suite*)

Fahrenheit	Centigrade	Fahrenheit	Centigrade	Fahrenheit	Centigrade
74	23,33	85	29,44	96	35,56
75	23,89	86	30,00	97	36,11
76	24,44	87	30,56	98	36,67
77	25,00	88	31,11	99	37,22
78	25,56	89	31,67	100	37,78
79	26,11	90	32,22	101	38,33
80	26,67	91	32,78	102	38,89
81	27,22	92	33,33	103	39,44
82	27,78	93	33,89	104	40,00
83	28,33	94	34,44	105	40,56
84	28,89	95	35,00	106	41,11

Température Fahrenheit $= \frac{9}{5}$ Température centigrade $+ 32^\circ$.

Température Fahrenheit $= \frac{9}{4}$ Température Réaumur $+ 32^\circ$.

Température centigrade $= \frac{5}{9}$ (Température Fahrenheit $- 32^\circ) = \frac{5}{4}$ Température Réaumur.

Température Réaumur $= \frac{4}{9}$ (Température Fahrenheit $- 32^\circ) = \frac{4}{5}$ Température centigrade.

Table donnant les températures du pyromètre à air correspondantes à celles du thermomètre à mercure au-dessus de 100°

(Regnault)

Températures du pyromètre à air	Températures du thermomètre à mercure Cristal	Verre
100°	100°	100°
120	110 ,05	109 ,98
140	140 ,29	139 ,85
160	160 ,52	159 ,74
180	180 ,80	179 ,63
200	201 ,25	199 ,70
220	221 ,82	219 ,80
240	242 ,55	239 ,90
260	263 ,44	260 ,20
280	284 ,48	280 ,52
300	305 ,72	201 ,08
320	327 ,25	321 ,80
340	349 ,30	343 ,00
350	360 ,50	354 ,00

Influence du verre sur la marche des thermomètres

(Regnault)

Températures Thermomètre en cristal	Thermomètre en verre	Différences
0°	0°	0
100	100	0
191 ,66	190 ,51	1 ,15
254 ,57	251 ,87	2 ,70
282 ,50	279 ,08	3 ,42
315 ,28	310 ,69	4 ,59
304 ,07	333 ,72	6 ,35

Température des extrémités polaires des charbons qui produisent la lumière électrique

(ROSSETTI 1878)

Rossetti est arrivé aux conclusions suivantes :

1° Que le pôle positif du charbon, au moment de la production de la lumière électrique, a toujours une température supérieure à celle du pôle négatif ;

2° Que ces températures varient suivant la variation de l'intensité du courant ;

3° Qu'elles sont d'autant plus élevées que la surface rayonnante est plus petite ;

4° Que si la température de l'extrême pointe polaire négative est de 2500°, celle de l'extrémité polaire positive n'est pas inférieure à 3200°.

Action du froid sur l'arc voltaïque

(D. TOMMASI, 1881)

Lorsque l'arc voltaïque (1), jaillit entre deux rhéophores métalliques, en cuivre par exemple, formés chacun d'un tube recourbé en U traversé par un cou-

(1) Cet arc était produit par une pile de 75 éléments Bunsen grand modèle.

rant rapide d'eau froide, et placés horizontalement l'un vis-à-vis de l'autre, on observe les faits suivants :

1° Le pouvoir éclairant de l'arc se trouve considérablement affaibli : il est réduit pour ainsi dire à un simple point lumineux ;

2° L'arc, si l'on peut le nommer ainsi, est très instable ; le moindre souffle suffit pour l'éteindre ;

3° Si l'on place au-dessous de l'arc, à une distance de 4 à 5 m.m. une feuille de papier, on voit, après quelques instants, se produire un point noir qui s'étend et finit par se percer ; mais le papier ne s'enflamme pas ;

4° L'arc est constitué par un globule lumineux, se mouvant entre les deux rhéophores de haut en bas et de bas en haut. La forme de ce globule, ainsi que son extrême mobilité, le fait ressembler beaucoup à une goutte de liquide se trouvant à l'état sphéroïdal ;

5° Si l'on approche de l'arc voltaïque le pôle sud d'un barreau aimanté, l'arc est attiré et se rapproche tellement de l'aimant qu'il finit par sortir des réophore et s'éteindre. Le même fait s'observe, mais en sens inverse, en approchant de l'arc le pôle nord d'un aimant ;

6° La quantité d'ozone semble être plus forte que lorsque l'arc n'est pas refroidi.

Il est à remarquer que malgré le refroidissement des deux rhéophores, la flamme de l'arc est légèrement verte, ce qui prouve qu'une partie du cuivre brûle.

On est, dès lors, en droit de se demander si l'arc se produirait en prenant comme rhéophores deux tubes en platine dans lesquels on ferait circuler, par exemple, de l'alcool refroidi à — 30°.

Températures d'inflammation et de détonation de quelques composés explosifs

(LEYGUE et CHAMPION, 1872)

Poudre des amorces pour chassepot	191°
Fulminate de mercure	200
Mélange de 1 partie de chlorate de potassium et 1 partie de soufre	200
Coton poudre	220
Mélange de 1 partie de chlorate de potassium et 1 partie de sulfure d'antimoine	280
Poudre de chasse	288
— à canon	295
Picrate de mercure	296
— de plomb	296
— de fer	296
Poudre au picrate pour torpilles (Désignolles)	315
— à mousquet au picrate	358
— à canon au picrate	380
Acide picrique	336
Picrate de magnésium	336
— d'ammonium	336
— de potassium	336
Nitroglycérine	256 -257
Inflammation du soufre à l'air	246

Valeurs de l'équivalent mécanique de la chaleur

432	Frottement de l'eau sur le bronze	(Hirn)
433	Ecoulement d'eau sous pression	(Hirn)
441,6	Chaleurs spécifiques de l'air	(Hirn)

425,2	Compression du plomb	(Hirn)
429,3	Chaleur produite par un courant électrique. Cette valeur correspond à $4{,}214 \times 10^7$ ergs	(Joule)
423,85	Chaleur engendrée par le frottement . .	(Joule)
435,2	Chaleur produite par un courant induit sur le cuivre	(Violle)
434,9	Chaleur produite par un courant induit sur l'aluminium.	(Violle)
435,8	Chaleur produite par un courant induit sur l'étain	(Violle)
437,4	Chaleur produite par un courant induit sur le plomb	(Violle)
437,0	Vitesse du son	(Regnault)
418,03	— —	(Dahlander, 1864)
464,87	— Déterminé par la relation qui existe entre le travail dépensé pour faire tourner le disque d'une machine électrique de Ramsden et les décompositions électro-statiques produites.	(H. Serrano, 1873)
423,82	Echauffement d'une masse de mercure tombant d'une hauteur connue.	(Cantoni et Gerosa, 1882)
423,0	Mesure de la température du circuit par la variation que sa résistance éprouve lorsqu'il s'échauffe sous l'action d'un courant très court, une seconde environ	(A.-G. Webster, 1885)

De l'équilibre thermique dans les actions chimiques

D. Tommasi (1879), a fait une série de recherches pour déterminer la façon dont se comporte un composé chimique susceptible d'être oxydé ou réduit lorsqu'il est mis simultanément en présence d'un réducteur (hydrogène électrolytique) et d'un oxydant (oxygène électrolytique).

Théoriquement deux cas sont seuls possibles :

1° Les deux forces se neutralisent, et alors le système reste évidemment en équilibre ;

2° L'une des forces l'emporte sur l'autre et, dans ce cas, il y aura réduction ou oxydation du composé qui constitue l'électrolyte.

Le mélange de $H^2 + O$ est obtenu par l'électrolyse de l'eau acidulée contenant la substance en dissolution.

Les électrodes sont en platine et très rapprochées l'une de l'autre.

Le liquide sur lequel on opère est agité fréquemment et le courant est alternativement renversé.

On peut résumer dans le tableau suivant les résultats obtenus par D. Tommasi (1).

Composé initial	Composé final
Acide azotique.	Ammoniaque et azotite
Azotate de potassium . . .	— —
— de sodium	— —
Azotite de potassium . . .	Ammoniaque
Sulfate ferrique	Réduction partielle
— ferreux	Oxydation partielle
Acide arsénique	Pas de changement
Arséniate de potassium. . .	—
Acide arsénieux	Acide arsénique
Arsénite de potassium . . .	Arséniate de potassium
Chlorate de potassium . . .	Perchlorate de potassium

(1) Pour plus de détails voir le « *Traité théorique et pratique d'électrochimie* de D. Tommasi p. 31, 606, 633 et 645.

Absorption de la chaleur rayonnante par les corps gazeux

(TYNDALL, 1862)

I. — *Tableau indiquant l'absorption qu'exercent quelques gaz sous la pression atmosphérique.*

Air atmosphérique	1
Acide chlorhydrique	62
Oxyde de carbone	90
Acide carbonique	90
Protoxyde d'azote	355
Hydrogène sulfuré	390
Gaz des marais	403
Acide sulfureux	710
Gaz oléfiant	970
Ammoniaque	1195

II. — *Tableau indiquant l'absorption qu'exercent quelques gaz sous la pression de 2,54 cm. (1 pouce)*

Air atmosphérique	1
Oxygène	1
Azote	1
Hydrogène	1
Chlore	60
Brome	160
Acide bromhydrique	1005
Oxyde de carbone	750
Bioxyde d'azote	1590
Protoxyde d'azote	1860
Hydrogène sulfuré	2100
Ammoniaque	7260
Gaz oléfiant	7950
Acide sulfureux	8800

Thermo-avertisseur de D. Tommasi (1882)

Dans tous les cas où l'échauffement exagéré des conducteurs peut occasioner des accidents, on intercale dans le circuit le thermo-avertisseur de D. Tommasi, qui donne le signal d'alarme bien avant que l'intensité du courant soit devenue dangereuse.

Cet appareil se compose d'une boîte en matière isolante dans laquelle agit à frottement doux un léger ressort à boudin. Une cuvette en métal glissant elle aussi à frottement doux, se trouve en contact direct avec une des extrémités du ressort ; dans cette cuvette se trouve une couche de matière isolante fusible telle que stéarine, paraffine etc., qui vient butter contre un fil en cuivre rouge contourné en U du circuit principal et maintient ainsi le ressort dans sa position première.

Aussitôt qu'un excès de chaleur se produit, le fil du circuit principal s'échauffe et liquéfie la matière isolante, le contact entre ce fil et la cuvette s'établit par l'intermédiaire du ressort et ferme ainsi le circuit d'une pile locale destinée à faire fonctionner la sonnerie d'alarme· L'interrupteur placé près de la sonnerie permet immédiatement d'interrompre le courant de la pile locale, et en même temps une lampe à incandescence placée en dérivation, sur le circuit et dont le verre est coloré en rouge, s'allume et donne un nouveau signal d'alarme qui prévient d'une cause de danger.

Un second interrupteur automatique permet à ce signal d'ouvrir le circuit principal et dès lors de supprimer tout danger d'incendie ou de détérioration des machines en l'absence de tout personnel.

Ce second interrupteur est formé d'un électro-aimant

Hughes intercalé dans le circuit principal, son fonctionnement est facile à comprendre : tant que le courant de la pile locale ne passe pas, l'aimant en fer à cheval attire l'armature et ferme le circuit principal ; au signal d'alarme, le courant local traverse les bobines, désaimante l'aimant naturel qui instantanément cesse d'attirer l'armature et brise le circuit.

Parmi les avantages que présente le thermo-avertisseur D. Tommasi, nous signalons les suivants :

1° De n'introduire aucune résistance dans le circuit;

2° De signaler l'échauffement de la dynamo ou de la magnéto et des fils sans que pour cela le circuit électrique soit rompu ;

3° De pouvoir se régler à toutes les températures.

Tableau de l'intensité lumineuse par rapport à la température

(E. Becquerel)

La température de la fusion de l'argent étant prise comme unité :

Températures	Intensités lumineuses
500° (1)	à peine sensible
600	0,003
700	0,02
800	0,13
900	0,75
916 (fusion de l'argent)	1
1000	4,37
1037 (fusion de l'or)	8,39
1100	25,41
1157 (fusion du cuivre)	69,26
1200	146,92

(1) Les gaz, les liquides et les solides deviennent incandescents, c'est-à-dire commencent à être lumineux à une même température, 500° environ.

Action de la lumière sur les corps

1° *Modifications allotropiques.* — Les cristaux prismatiques de sulfate de nickel, ou de séléniate de zinc se transforment par l'action de la lumière en octaèdres à base carrée.

Le phosphore blanc se transforme en phosphore rouge.

Le bitume de Judée de soluble qu'il était dans l'huile de naphte y devient insoluble, etc., etc.

2° *Combinaisons chimiques.* — Le chlore et l'hydrogène ne se combinent qu'à la température de 125°, mais sous l'influence de la lumière du soleil, de la lumière électrique ou de la lumière de magnésium, leur combinaison s'effectue même à une basse tempéture.

3° *Décompositions chimiques.* — Les sels d'argent (chlorure, bromure, iodure, etc.), le chlorure, le bromure et l'iodure cuivreux, certains sels d'uranium, de chrome, d'oxyde ferrique etc., sont réduits par l'action de la lumière.

L'acide azotique anhydre se dédouble en oxygène et acide hypoazotique.

La lumière décompose également, le coton poudre, le bleu de prusse etc., décolore l'iodure d'amidon et transforme lentement le sucre de canne en glucose.

Influence de la lumière dans les actions chimiques

(P. Chastaing, 1877)

1° L'action chimique du spectre sur les composés binaires, métalloïdiques et métalliques et sur les sels peut être représentée par deux courbes, l'une réductrice, c'est-à-dire désoxydante ou hydrogénante, du côté du violet: c'est la courbe chimique, ordinaire; l'autre oxydante ou déshydrogénante du côté du rouge ;

2° L'action chimique du côté du rouge est moins marquée que du côté du violet, ce qui explique pourquoi l'action de la lumière blanche est la même que celle de la région violette, à l'intensité près ;

3° L'action de la radiation verte sur les sels est réductrice ;

4° Il existe un point où l'action photochimique est nulle, c'est-à-dire égale à ce qu'elle est dans l'obscurité ; ce point est placé à la limite du vert et du jaune ;

5° L'effet d'une radiation sur un sel est toujours le même, cette radiation étant absorbée ;

6° Les cas contraires sont dus à des actions chimiques secondaires, déterminées par la première réaction que la lumière a produite, et non par la lumière elle-même ;

7° L'action photochimique exercée sur les corps organique est différente. Elle doit être représentée par une courbe d'oxydation continue, croissante de l'obscurité au violet, avec variation dans la région verte ;

8° L'action moyenne des radiations extrêmes peut être représentée par les valeurs suivantes, l'oxydation dans l'obscurité égalant 1 :

Dans le rouge	2 environ
Dans le violet	3 et plus

9° Ordinairement, l'action photochimique exercée sur les mélanges de matières organiques et de sels s'exerce dans le sens indiqué, en prenant la somme des deux actions exercées séparément (sur les corps métalliques et organiques), mais l'intensité est plus grande, vu l'état naissant ; (1)

10° L'action photochimique étant égale à la somme des actions, on voit qu'on pourra réduire un sel dans toutes les radiations, pourvu que l'action oxydante exercée sur la matière organique par un rayon lumineux simple, soit supérieure à l'action oxydante exercée sur le sel s'il est placé dans une radiation qui l'oxyde. La matière organique s'empare alors de l'oxygène, ou de l'élément électronégatif ;

11° Les rayons fluorescents ne représentent qu'une partie de certains rayons qui, absorbés d'abord, sont ensuite rendus, car les mêmes rayons qui produisent la fluorescence effectuent aussi un travail chimique ;

12° Dans le cas de la solution de sulfate de quinine. en particulier, les mêmes rayons qui produisent la fluorescence transforment une quantité considérable de quinine en quinicine.

13° La chaleur qui accompagne ces rayons n'est pour rien dans cette action ;

---

(1) Pour l'explication de ce mot voir la page 412.

14° La part de la lumière dans la formation des éthers est d'abord faible ; le temps croissant, elle est à près nulle, bien avant la limite de l'éthérification.

Liste des composés diactiniques

(W. MILLERS (1862)

Les substances qui, après l'air atmosphérique et quelques autres gaz, ont paru le plus diactiniques, sont le *cristal de roche*, l'*eau* tant à l'état solide qu'à l'état liquide, le *spath-fluor blanc* et le *sel gemme*. Viennent ensuite les *sulfates*, y compris ceux de *baryte* et les *sulfates hydrates* de *chaux* et de *magnésie*, ainsi que les *sulfates alcalins*. Les *carbonates alcalins* et les *terres alcalines* de même que les *phosphates*, les *arséniates* et les *borates* sont aussi passablement diactiniques.

Les *fluorures* solubles, de même que les *chlorures* et les *bromures* des métaux alcalins et des terres alcalines, sont très diactiniques, mais les iodures le sont beaucoup moins.

Parmi les sels des acides minéraux, ce sont surtout les azotates qui arrêtent d'une façon remarquable les rayons chimiques.

Certains acides organiques et leurs sels soumis à l'expérience, savoir : les *oxalates*, les *tartrates*, les *acétates* et les *citrates* exercent une action absorbante très marquée, et dans l'ordre ci-dessus indiqué, su les rayons les plus réfrangibles.

Parmi les dix-huit liquides soumis à l'expérience, deux seulement peuvent être regardés comme passablement diactiniques, savoir :

L'eau qui l'est à très-haut point, et l'alcool absolu qui l'est beaucoup moins. Les liquides suivants sont ndiqués dans l'ordre de leur transparence chimique : la *liqueur des Hollandais*, le *chloroforme*, la *benzine* et la *glycérine*, qui diffèrent peu sous ce rapport l'un de l'autre ; puis l'*essence de pomme de terre*, l'*esprit de bois* et l'*éther oxalique*, l'*acide acétique*, l'*essence de térébenhine*, le *glycol* et le *sulfure de carbone*.

Enfin le *trichlorure* et l'*oxychlorure de phosphore*, quoique parfaitement incolores et limpides, interceptent la totalité des rayons chimiques.

Liste des principaux composés fluorescents

(E. Gripon, 1873)

Noms du composé	Couleurs de la lumière fluorescente
Solution de laque de morine. . . .	Vert
Rouge de naphtaline	Jaune
Azotate de chrysaniline.	Vert clair
Amide de l'acide phtalique . . solution étherée. .	Bleu
— alcoolique.	Vert
solide	Jaune
Teinture de quassia	Bleu
Solution alcoolique de sandaraque .	Vert jaunâtre
Sulfate de quinine	Bleu
Esculine	Bleu
Fraxine	Bleu verdâtre
Extrait de bois de santal	Bleu
Tournesol solution alcoolique . : .	Jaune sale
— aqueuse alcaline.	Jaune verdâtre
— éthérée	Orange
Teinture de curcuma	Vert jaune

Orseille . . . . { sans ammoniaque.	Jaune orangé
Orseille . . . . { avec ammoniaque.	Blanchâtre
Bisulfantraquinone	Bleu foncé
Solution alcoolique de gaïac. . . .	Bleu violet
Fluorescine	Vert jaunâtre
Fluoraniline.	Jaune
Carmin	Jaune
Brésiline oxydée	Jaune
Extrait de suie . . { essence de térébenthine .	Vert bleu
Extrait de suie . . { sulfure de carbone. . .	Vert jaune sale
Verre d'urane	Vert jaunâtre
Anthracène	Bleu violet
Bichloranthracène	Bleu
Pétrole	Bleu
Azotate d'urane	Vert jaunâtre
Chlorophylle	{ Rouge Vert
Extrait de graines de datura stramonium	Vert
Sucre de malt	Jaune vert sale
Spath fluor..	Bleu violet
Verre ordinaire	Vert
Platinocyanure de baryum	Jaune verdâtre
— de strontium. . . .	Violet
— de potassium. . . .	Bleu
Un grand nombre de composés d'urane	Vert ou vert jaunât.
Amide de l'acide téréphtalique. . .	Bleu

Remarque. — Tous les platinocyanures ne sont fluorescents qu'à l'état solide ; leurs dissolutions sont complètement inactives.

Les composés d'uranium sont plus fluorescents à l'état solide qu'à l'état de dissolution. Le curcuma, le sucre de malt, l'anthracène sont très actifs sous les

deux états : l'esculine, le sulfate de quinine sont fortement fluorescents s'ils sont dissous, et ne le sont plus que faiblement à l'état solide ; enfin le rouge de naphtaline n'est fluorescent qu'à l'état de dissolution. Ces exemples montrent l'extrême variété que présentent les phénomènes de fluorescence.

L'addition d'un acide ou d'un alcali détruit souvent la fluorescence ; c'est ce qui arrive pour le rouge de naphtaline. L'ammoniaque détruit la fluorescence de la brésiline, mais elle favorise la production de la fluorescence de l'azotate de chrysaniline et de fluorescine.

Le verre d'urane perd sa sensibilité à une température élevée ; il la recouvre par le refroidissement. La solution aqueuse d'azotate d'urane est moins fluorescente à chaud qu'à froid.

La mention la plus ancienne que l'on connaisse d'un phénomène de fluorescence est, d'après Boyle, due à Nic. Monardes, qui a signalé les propriétés de l'infusion de bois néphrétique (santal bleu). Cette observation était connue de Kircher et de Grimaldi ; ce dernier l'a décrite en termes très précis. Musschenbrock signale la fiuorescence du pétrole; enfin Murray, Gœthe et Döbereiner ont ajouté à la liste des corps fluorescents l'écorce interne du frêne, celle du marronnier d'Inde et de la *Quassia excelsa.* Toutes ces observations avaient précédé les travaux de Brewster de J. Herschel et de Stokes.

Action des rayons lumineux les moins réfrangibles sur l'iodure et le bromure d'argent

(Carey-Lea, 1875)

1° L'iodure et le bromure d'argent sont sensibles à tous les rayons visibles du spectre;

2° L'iodure est plus sensible que le bromure seul aux rayons peu réfrangibles et aussi dans la lumière blanche;

3° La sensibilité du bromure aux rayons verts est augmentée par la présence de l'azotate d'argent;

4° Le mélange d'iodure et de bromure est plus sensible aux rayons verts et rouges, et probablement à tous les autres, qu'un des deux sels pris séparément;

5° Aucun rayon ne possède spécialement de pouvoir excitant ou continuateur, mais tous les rayons sont également capables de commencer et de continuer l'action sur l'iodure et le bromure d'argent.

Action de la lumière sur les combinaisons haloïdiques de l'argent.

Il résulterait des expériences de D. Tommasi (1878), que quand le chlorure d'argent est exposé au soleil, il ne serait jamais transformé entièrement ni en Ag^2Cl ni en Ag et Cl. La partie décomposée serait tout à fait minime et ne pourrait être considérée que comme une simple dissociation.

Il est évident qu'en prolongeant l'action de la lumière sur le chlorure, on parviendrait à le décomposer en Ag et Cl. Mais on ne pourrait pas dire que la lumière *décompose* le chlorure d'argent. Le véritable caractère d'une décomposition chimique est de se produire en un temps très court; autrement quelle différence y aurait-il entre une dissociation et une décomposition?

En résumé suivant D. Tommasi, le chlorure d'argent, sous l'influence des rayons solaires éprouverait une décomposition partielle proportionnelle à sa surface, au temps d'insolation et à l'intensité de la lumière.

Une quantité très petite de chlorure serait transformée en Ag^2Cl ou Ag^4Cl^3 (1), qui finirait par se décomposer en Ag et Cl par une exposition prolongée au soleil, de sorte que le chlorure d'argent violet contiendrait des quantités très variables de Ag Cl, de Ag^2Cl, de Ag^4Cl^3 et d'argent métallique.

Il en est de même du bromure d'argent.

Quant à l'iodure, il ne s'altère presque pas par l'action de la lumière ; exposé pendant des mois à l'action directe des rayons solaires, il n'avait perdu que des traces insignifiantes d'iode.

D. Tommasi a constaté en outre les faits suivants :

1° Que le chlorure d'argent blanc, exposé au soleil dans un flacon bouché à l'émeri contenant de l'eau saturée de chlore, acquiert en peu de temps une teinte légèrement violacée, laquelle ne devient pas plus foncée par une exposition prolongée au soleil. Il s'établit dans cette circonstance un état d'équilibre entre l'action de la lumière sur le chlorure blanc et l'action du chlore sur le chlorure violet, qui a pour effet d'empêcher la lumière de noircir le chlorure blanc, et le chlore de blanchir le chlorure violet ;

2° Que le chlorure d'argent blanc desséché placé dans un tube en verre, scellé à la lampe, devient violacé lorsque le tube est exposé au soleil, et redevient

(1) Ce chlorure a été obtenu directement par Von Ribra, en décomposant par l'acide chlorhydrique le citrate argenteux, produit qui se forme lorsqu'on chauffe le citrate argentique dans un courant d'hydrogène.

blanc quand le tube est placé dans l'obscurité. Cette expérience peut être répétée plusieurs fois et le résultat obtenu est toujours le même ;

3° Que le chlorure d'argent violet sec agité avec de l'eau de chlore, dans l'obscurité, blanchit en peu de temps ;

4° Qu'en faisant bouillir le chlorure violet avec de l'acide azotique, il ne redevient pas blanc.

Action de la lumière sur le sous-chlorure d'argent

(D. Tommasi, 1876)

Lorsqu'on plonge, pendant 10 ou 15 minutes, dans une solution de chlorure ferrique concentrée une lame d'argent, celle-ci se recouvre d'une couche excessivement mince de sous-chlorure d'argent violet foncé. Si l'on expose ensuite cette lame à la lumière après l'avoir lavée et essuyée, on observe ce fait singulier qu'elle blanchit.

En exposant cette lame recouverte de sous-chlorure aux différentes parties du spectre solaire, on a obtenu résultats suivants :

Rayons rouges. — La teinte du sous-chlorure devient plus foncée.

Rayons jaunes. — La teinte du sous-chlorure devient un peu plus foncée, mais pas autant que dans les rayons rouges.

Rayons verts. — La teinte du sous-chlorure blanchit fortement.

Rayons bleus. — La teinte du sous-chlorure blanchit aussi fortement que dans la lumière blanche.

Rayons violets. — La teinte du sous-chlorure blanchit très faiblement.

Composition des liquides fluorescents contenus dans les tubes de Geissler

Tinct. rad. curcumae	Vert jaunâtre
— sem. daturae	Bleu intense
— gajaci.	Bleu foncé
— ligni quassiæ	Bleu clair
— cortici œsculi.	Verdâtre
Pétrole	Bleu clair
Suie traitée par l'alcool	Bleu verdâtre
Bisulfate de quinine.	Bleu clair

Photomètre chimique propre à mesurer l'intensité des rayons ultra-violets de la lumière du jour

(Eder, 1880)

On dissout séparément dans 1 litre d'eau, 40 gr. d'oxalate d'ammoniaque et 50 gr. de sublimé corrosif ; on mélange 2 vol. de la première solution et 1 vol. de la seconde. Exposé au soleil, ce liquide se trouble de suite et donne un précipité noir. Le poids de ce précipité, par centimètre carré de surface exposée à la lumière, donne la mesure de l'intensité de la lumière.

Pouvoir rotatoire spécifique des substances actives

(H. LANDOLT, 1877)

Les corps qui polarisent circulairement la lumière se divisent en trois classes :

1° Corps actifs seulement à l'état cristallin :

Cinabre	Hyposulfate de plomb
Cristal de roche	Sulfo-antimoniate de sodium
Chlorate de sodium	Acétate d'uranium
Bromate —	— de sodium
Periodate —	Benzyle
Hyposulfate de potassium	Sulfate d'éthylène-diamine
— de strontium	Carbonate de guanidine
— de calcium	Diacétylphénolphtaléine

2° Corps actifs à l'état amorphe et à l'état liquide :

(a) *Corps qui font tourner le plan de polarisation à gauche :*

Levulose	Salicine
Sucre interverti	Populine
Synanthrose interverti	Phloridzine
Sorbine	Phlorétine
Mannite	Digitaline
Inuline	Cyclamine
Inuloïde	Coniférine
Gomme arabique	Dérivés acétyliques de l'inuline
Gomme de betterave	Alcool amylique de fermentation
Amygdaline	Sels de l'acide paralactique
Acide amygdalique (extrait ou non des amandes)	

Sels de l'acide paralactique
Acide tartrique gauche
Sels de cet acide
Tartramide gauche
Acide malique naturel
Malate d'ammonium dans l'eau
Malate acide de calcium dans l'eau
Malamide
Asparagine en dissolution aqueuse ou alcoolique
Acide aspartique en dissolutions alcalines
Acide glutarique
Acide quinique
Essence de térébenthine française, vénitienne et allemande.
Chlorhydrate de térébenthine
Essence de copahu
— cubèbe
— lavande
— persil
— rue
— rose
— tanaisie
— thym
— genièvre
— poivre
— cumin
— romarin
— sauge
— sabine
Acide sylvique
— imalique
Acide gaïacique

Camphre de matricaire
— menthe
— patchouli
— garance
Bornéol
Acide camphorique du camphre de matricaire
Acide camphorique anhydre
Acide campholique du camphre droit (?)
Quinine
Cinchonidine
Morphine
Narcotine dans l'alcool
Pseudomorphine
Thebaïne
Papavérine
Laudanine
Strychnine
Brucine
Nicotine
Atropine
Aconitine
Sels de ces 13 alcaloïdes
Santonine
Acide santonique
Picrotoxine
Jalappine
Cholestirine
Gélatine
Chondrine
Albumine du sérum
— de l'œuf
Paralbumine
Caséine
Syntonine
Peptone

(b) *Corps qui font tourner le plan de polarisation à droite*

Sucre de canne
— de lait
Mycose
Mélitose
Mélézitose
Maltose
Dextrose, sucre de miel, de raisin, d'amidon, de salycine, d'amygdaline, de phloridzine, de gomme)
Galactose
Eucaline
Nitromannite
Mannitane
Quercite
Pinite
Isodulcite
Amidon
Xyloïdine
Dextrine
Glycogène
Gomme arabique
Gomme de fermentation
Quinovine
Dérivés acétyliques du dextrose, sucre de lait, mannite, amidon, acide saccharique
Dérivés des alcools amyliques actifs
Diamyle
Ethylamyle
Iodamyle
Cyanamyle
Amylamine
Valérate d'amyle
Aldéhyde valérique
Acide valérianique
— caproïque
— paralactique
— tartrique droit
Sels de cet acide
Tartramide droit
Acide métatartrique
— ditartrique
— malique de l'acide tartrique droit ou de l'asparagine
Malate d'ammonium, dans l'acide azotique
Malate de calcium dans l'ammoniaque
Malate de zinc dans l'eau
Antimoniate d'ammonium dans l'eau
Asparagine en dissolutions acides
Acide aspartique en dissolutions acides
Acide glutamique
Acide quinovique en dissolutions alcalines
Essence de térébenthine anglaise ou australène (extraite

en Angleterre et en Amérique du *Pinus balsamica*, *australis* et *toeda* ; en Allemagne du *Pinus abies*, *nigra* et *sylvestris*).
Chlorhydrate d'australène
Austrocamphène
Essence de citron
— d'orange
— d'aneth
— de cascarille
— de camomille
— de coriandre
— de fenouille
— de muscade
— de myrthe
— de sassafras
Acide podocarpique
Camphre des laurinées
— de bornéo
— de succin
— de romarin
Ethyl-camphre
Amyl-camphre
Acide camphorique du camphre des laurinées
Sels de l'acide camphorique droit
Acide camphique
Quinidine en dissolutions acides
Cinchonine en dissolutions acides
Quinicine en dissolutions acides
Cinchonicine en dissolutions acides
Narcotine en dissolutions acides
Laudanosine
Cicutine
Pelosine
Sels de ces bases
Hématoxyline
Acide glycocholique
— taurocholique
— cholalique
— choloïdinique
— hyoglycocholique
— lithofellique

3° Corps actifs à la fois à l'état cristallisé et en dissolution

Cette classe comprend seulement deux corps :

Sulfate de strychnine hydraté (système quadratique) ;
Alun d'amylamine (système régulier).

Composés inactifs :

Synanthrose
Inosite
Mannitose
Quercitose
Dulcite
Nitrodulcite
Erythrite
Cellulose
Nitrocellulose
Huile de ricin
Méthylamyle
Hydrure d'amyle
Amylène
Ext. de l'alcool amylique actif
Acide racémique synthetique
— pyrotartrique
— nitrotartrique
— malique (synthetique)
— maléique
— fumarique
— succinique
— citrique
— citromalique
— aspartique
Camphène
Camphilène
Térébène
Térébilène
Polytérebène
Terpilène
Hydrate solide de terébenth.
Glycyrhizine
Acide tannique (quelquefois actif)
Acide levulique
— mucique
Alcool butylique de ferment.
Alcool octylique de ferment.
Essence d'anis
— de cassia
— d'œillet
— de cannelle
— de thym
— de gautheria
— d'amandes amèrès
— de moutarde
— de géranium
Camphre de lavande
Camphène
Sulfocamphres
Méconine
Narceine
Hydrocotarnine
Cryptopine
Aricine
Bétaïne
Berbérine
Veratrine
Emétine
Pipérine

Vitesse de la lumière

315000 kilomètres par seconde . . . (Fizeau, 1849)
298000 » » . . . (L. Foucault, 1862)
300400 » » . . . (Cornu, 1874)

Liste de quelques corps inactifs pouvant se décomposer en deux corps actifs.

Actifs		*Inactifs*	
Droits	Gauches	Combinaisons des molécules des modifications gauches et droites en nombre égal	Résultat d'une autre disposition des molécules
Acide tartrique droit	Acide tartrique gauche	Acide racémique	Acide mésotartrique
Acide malique, extrait de l'acide tartrique droit	Acide malique naturel	Acide malique de l'acide racémique	Acide malique de l'acide succinique
Camphre des laurinées	Camphre de matricaire	Camphre racémique	
Acide camphorique du camphre des laurinées	Acide camphorique du camphre de matricaire	Paracamphre et camphre racémique du camphre de lavande	Mésocamphre. Acide éthylidenolactique inactif
Acide éthylidenolactique (paralactique actif)			Acide lactique de fermentation

Le pouvoir spécifique des corps actifs change d'une manière continue, lorsqu'on augmente la proportion du liquide inactif ; il y a augmentation (essence de térébenthine, tartrate d'éthyle), ou diminution (nicotine, camphre) ; la différence avec le pouvoir du corps pur est d'autant plus grande que la dissolution est plus étendue.

Effluviographie ou obtention de l'image par les effluves électriques (1)

(D. Tommasi, 1886)

Pour photographier les objets sans le concours de la lumière, ou plus exactement pour les *effluviographier*, voici le dispositif que D. Tommasi a employé :

Deux brosses métalliques, disposées parallèlement en regard l'une de l'autre, sont reliées chacune à un pôle d'une machine de Holtz. Une plaque au gélatino-bromure, sensiblement de même hauteur, est placée perpendiculairement aux brosses, de telle sorte que le plan de la face sensibilisée contienne les bords de ces brosses, ou en soit très voisin dans les deux sens. Le courant établi, une pose de quelques minutes est suffisante. Il n'est pas besoin de rappeler que cette opération doit s'effectuer dans l'obscurité la plus complète. Il ne reste plus alors qu'à développer et à fixer, par les procédés ordinaires, l'image obtenue.

Cette expérience tend à prouver que les effluves produisent les mêmes effets que les rayons ultra-violets, et que, par conséquent, il doit exister une liaison entre les deux parties extrêmes du spectre et que cette liaison est constituée par ce que D. Tommasi a appelé provisoirement *rayons électriques*.

Pour s'assurer que la décharge électrique contient d'autres rayons que les rayons actiniques, voici l'expérience que D. Tommasi a faite :

---

(1) Note présentée à l'Académie des Sciences le 22 mars 1886, c'est-à-dire dix ans avant la publication du mémoire de Rœtgen sur les rayons X.

Il a posé sur une plaque au gélatino-bromure un morceau de papier imprimé, en guise de cliché, puis il a placé l'ensemble dans un châssis. Celui-ci a été enveloppé de telle sorte que, après un certain temps d'exposition à la lumière, aucune altération n'avait pu se produire ; il était dès lors certain que l'enveloppe était complètement opaque, c'est-à-dire que la protection contre les rayons lumineux était absolue.

Au-dessus du châssis ainsi enveloppé, D. Tommasi a produit une série d'étincelles électriques dont la lumière, pas plus que celle du jour ne pouvait influencer la plaque sensible.

Cependant, une action se produisît et l'image obtenue, développée et fixée, était identique à celle qu'aurait donnée l'action des rayons lumineux.

Il faut donc en conclure que la lumière électrique contient, en dehors des rayons actiniques, ce genre particulier de rayons que D. Tommasi a dénommés *rayons électriques* et dont il a démontré directement l'existence en se servant de l'effluve *obscur* c'est-à-dire dénué de rayons lumineux.

Composition de diverses espèces de verres

Verre soluble. — Silicate de potasse ou de soude.

Verre de Bohème. — Crown-glass. — Silicate de potasse et de chaux.

Verre à vitres. — Silicate de soude et de chaux.

Verre à bouteilles. — Silicate de soude, de chaux, d'alumine et de fer.

Cristal ordinaire. — Silicate de potasse et de plomb.

Flint-glass. — Silicate de potasse et de plomb plus riche en oxyde de plomb que le cristal.

Strass. — Silicate de potasse et de plomb, encore plus riche en oxyde de plomb que le flint-glass; le strass est la base des pierres précieuses artificielles,

Email. — Silicate, stannate ou antimoniate de potasse ou de soude et de plomb.

Propriétés physiques de diverses espèces de verres

(D'après J. HENRIVAUX)

Densités des verres

Verre de Boême	2,396
Crown-glass	2,487
Glaces de Saint-Gobain	2,488
Verre à vitres	2,642
Verre à bouteilles	2,732
Cristal	3,255
Flint-glass	3,600
Flint-glass de Faraday	5,440
Verre de thallium	5,620

Réfraction des verres

La réfraction est simple pour les verres refroidis lentement, elle est double pour ceux qui sont refroidis rapidement et comprimés. Les degrés de réfraction sont très différents : ce sont les verres de plomb et de bismuth qui réfractent le plus fortement la lumière, mais ils n'atteignent jamais le degré de réfraction des corps à l'éclat adamantin.

Action de l'eau sur le verre

L'eau altère le verre, mais tandis que l'eau froide ou bouillante n'agit qu'avec une excessive lenteur sur les vases en verre, elle décompose au contraire avec facilité le verre en poudre.

Tous les verres en poudre bleuissent la teinture de tournesol rouge.

D'après Pelouze, du verre blanc porphyrisé formé de :

Silice.	72
Soude	12,5
Chaux	15,5
	100,0

perdrait 10 pour cent de son poids après une ébullition de quelques minutes dans l'eau.

Un verre composé de :

Silice.	77,3
Soude	16,3
Chaux	6,4

perdrait 34 pour cent de son poids.

D'après Henrivaux, toutes les sortes de verres qu'on trouve dans le commerce : *verres à glaces*, à *vitres*, à *bouteilles*, *cristal*, *flint-glass* et autres verres d'optique, réduits en poudre fine et abandonnés au contact de l'air, se décomposent lentement, absorbent peu à peu l'acide carbonique, et font, au bout de quelque temps une vive effervescence avec les acides.

Le cristal en poudre fine agité pendant quelques instants avec de l'eau froide mêlée avec une très petite

quantité d'acide, donne avec l'hydrogène sulfuré un dépôt noir de sulfure de plomb.

Larmes bataviques. — On nomme ainsi des gouttes de verre fondu, que l'on fait tomber dans de l'eau où elles se solidifient assez souvent sans se briser. Elles furent importées de la Hollande en France en 1656 par Chanut et à la même époque en Angleterre par Rupert.

On peut frapper assez fortement ces larmes bataviques sur le gros bout sans les briser ; mais si l'on vient à casser la queue effilée, toute la masse éclate en poussière, en produisant une lueur visible dans l'obscurité

Selon Henrivaux, les phénomènes de rupture des larmes bataviques et du verre trempé sont principalement dûs à la tension des couches extérieures qui subissent et conservent l'action de la trempe.

Verres trempés. — Le verre se trempe dans un mélange d'huile et de graisse dont la température varie entre 150°-300° et qui est d'autant plus haute, que ce verre fond plus difficilement. Le verre de Bohême à base de potasse se trempe dans un bain atteignant au moins 300°. Toutes les sortes de cristaux se trempent dans un bain de graisse pure dont la température varie entre 60°-120°. (A. de la Bastie).

Porcelaine de Réaumur. — On désigne ainsi une matière presque entièrement opaque que l'on obtient en fondant du verre et le laissant ensuite se refroidir très lentement, ou mieux encore en soumettant le verre à un ramollissement prolongé.

Action de la lumière solaire sur le verre. — La lumière solaire change la couleur du verre. D'après Gaffield

(1880), on constate pour le verre incolore au moment de l'exposition les transitions de teintes suivantes :

1° Du blanc au jaunâtre ;

2° Du verdâtre au vert jaunâtre ;

3° Des teintes jaune brun et verdâtre à diverses teintes de pourpre ;

4° Du blanc verdâtre au bleuâtre ;

5° Du bleuâtre et d'autres teintes plus foncées des mêmes couleurs.

Les verres non recuits peuvent changer de coloration comme les verres recuits.

Les verres d'optique dans lesquels il entre de l'oxyde de plomb (flint-glass) sont à peu près inaltérables.

Pour les verres colorés dans leur masse, on observe :

1° Que les teintes brunâtres deviennent couleur chair ;

2° Que la couleur chair passe aux teintes pourpres violet ;

3° Que l'ambre, l'olive et le poupre prennent des teintes plus foncées de mêmes couleurs.

Irisation du verre. — Ces irisations sont obtenues en soumettant les pièces de verre à iriser à l'action d'oxydes métalliques vaporisés tels que les chlorures d'étain, l'azotate de baryte ou de strontiane, lorsque ces pièces sont dans les fours à recuire et sont encore à la température rouge sombre.

Certains fabricants ajoutent des sels de bismuth dans la composition même du verre.

Strass. — Verre qui se rapproche du flint-glass par ses propriétés et sa composition préparé par un joaillier du nom de Strass, à la fin du siècle dernier,

Composition des Strass

	I	II	III
Cristal de roche	300	»	300
Sable	»	300	»
Minium	470	»	462
Céruse	»	514	»
Potasse pure	163	96	168
Borax	22	27	18
Acide arsénieux	1	1	0,5

Avec le cristal de roche on obtient un strass plus dur que celui obtenu avec le sable.

Strass colorés. — On obtient les strass colorés en faisant fondre le strass incolore avec des oxydes métalliques.

Composition de quelques pierres précieuses artificielles

Topaze

	I	II
Strass incolore	1000	1000
Verre d'antimoine	40	»
Pourpre de Cassius	1	»
Oxyde de fer	»	10

Emeraude

Strass incolore	1000
Oxyde de cuivre pur	8
Oxyde de chrome	0,2

Saphir

Strass incolore	1000
Oxyde de cobalt	15

Améthyste

Strass incolore	1000
Oxyde de manganèse	8
— de colbat.	5
Pourpre de Cassius.	0,2

Aigue marine

Strass incolore	1000
Verre d'antimoine	7
Oxyde de cobalt	0,4

Grenat syrien

Strass incolore	1000
Verre d'antimoine.	500
Pourpre de Cassius	4
Oxyde de manganèse.	4

Coton de verre. — On obtient ce produit en lançant un jet d'air ou de vapeur à haute pression à la surface de verre liquide qui se trouve alors entraîné, par ce courant rapide, en plis d'une ténuité considérable.

Laine minérale. — Se prépare par l'action d'un jet de vapeur d'eau sous une pression de 4 à 5 atmosphères qui vient frapper un courant de laitier fondu. La vapeur divise le laitier en une quantité innombrable de petites masses, qui en se détachant, forment un fil ou fibre.

La laine minérale est employée principalement comme substance mauvaise conductrice de la chaleur.

Composition du liquide à argenter les glaces

Azotate d'argent	100	grammes
Ammoniaque pure de densité 0,870 à 0,880.	62	»
Eau distillée.	600	»

Cette solution étant filtrée, on y ajoute 16 fois son volume d'eau distillée ; puis goutte à goutte, en agitant sans cesse 7,5 gr. à 15 gr. d'acide tartrique, dissous préalablement dans 30 ou 60 gr. d'eau distillée.

Action du magnésium sur les solutions salines

(D. Tommasi, 1884)

Solutions salines	Produits obtenus
Chlorure de potassium . .	Hydrate de magnésium et hydrogène.
Chlorure d'ammonium. . .	Chlorure double d'ammonium et de magnésium et hydrogène.
Chlorure de calcium . . .	Hydrate de magnésium et hydrogène.
Chlorure de magnésium . .	Le magnésium est faiblement attaqué même à chaud.
Chlorure de sodium . . .	Hydrate de magnésium et hydrogène.
Chlorure de lithium . . .	Id.
— de cuivre. . . .	Chlorure cuivreux, oxychlorure de cuivre, chlorure de magnésium et hydrogène, mais pas de cuivre métallique.

Chlorure de baryum . . .	Cette solution n'agit que très faiblement sur le magnésium.
Chlorure de strontium . .	Id.
— de cadmium. . .	Oxychlorure, chlorure de magnésium, cadmium métallique et hydrogène.
Chlorure de cobalt. . . .	Hydrate de cobalt, chlorure de magnésium et hydrogène
Chlorure de plomb. . . .	Oxychlorure de plomb, chlorure de magnésium et hydrogène.
Chlorure mercurique . . .	Chlorure mercureux, oxyde de mercure chlorure de magnésium et hydrogène.
Chlorure ferrique	Hydrate ferrique, oxychlorure ferrique, hydrogène chlorure de magnésium. Le chlorure ferrique n'est pas réduit par le magnésium (1).
Chlorure chromique . . .	Hydrate de chrome, chlorure de magnésium et hydrogène
Chlorure de platine. . . .	Platine métallique, hydrate de magnésium, chlorure de magnésium et hydrogène.
Chlorure d'or.	Or métallique, hydrate de magnèsium et hydrogène.
Sulfate de cuivre	Hydrate cuivreux (jaune), sulfate basique vert, sulfate de magnésium, cuivre métallique et hydrogène.

(1) Ce fait est une nouvelle preuve en faveur de la théorie de D. Tommasi sur l'état naissant de l'hydrogène (voir la page 412).

	Si la réaction a lieu à 0°, on n'obtient que de l'hydrate cuivreux.
Sulfate de zinc	Hydrate de zinc, sulfate basique de zinc, sulfate de magnésium, zinc métallique et hydrogène.
Sulfate ferreux	Hydrate ferreux (se transformant rapidement au contact de l'air en hydrate ferrique) sulfate de magnésium et hydrogène.
Sulfate manganeux	Hydrate manganeux (s'oxydant au contact de l'air), sulfate de magnésium et hydrogène.

Découpage du verre par l'étincelle électrique

On se sert, à cet effet, d'une plaque rectangulaire en caoutchouc durci (0,18 m. sur 1,12 m.) pour une batterie donnant des étincelles de 12 centimètres.

La plaque est traversée par l'extrémité recourbée d'un fil de laiton, cette extrémité peut aussi être fixée à la plaque à l'aide d'une vis. Pour couper le verre, la plaque est placée de telle sorte que l'extrémité recourbée du fil de laiton qui la traverse soit dirigée en haut, tandis que le fil lui-même reste au-dessous. On réunit le fil à un pôle électrique, après avoir versé sur l'extrémité recourbée quelques gouttes d'huile d'olive, on pose dessus la lame de verre sur laquelle on veut agir, et l'on pose l'autre pôle sur le verre à travers

lequel on fait ainsi passer des étincelles. En déplaçant lentement le verre sur la plaque de caoutchouc, on obtient une suite de petits trous suivant lesquels on peut briser le verre.

Gravure sur verre par l'électricité

(G. Planté, 1878)

On recouvre la surface d'une lame de verre ou d'une plaque de cristal, avec une solution concentrée d'azotate de potassium, en versant simplement le liquide sur la plaque, posée horizontalement sur une table ou dans une cuvette peu profonde.

D'autre part on fait plonger, dans la couche liquide qui recouvre le verre, et le long des bords de la lame, un fil de platine horizontal communiquant avec les pôles d'une batterie secondaire de 50 à 60 éléments ; puis, tenant à la main l'autre électrode formée d'un fil de platine entouré, sauf à son extrémité, d'un enduit isolant, on touche le verre, recouvert de la couche mince de solution saline, aux points où l'on veut graver des caractères ou un dessin. Un sillon lumineux se produit partout où touche l'électrode, et quelle que soit la rapidité avec laquelle on écrive ou l'on dessine, les traits que l'on a faits se trouvent nettement gravés sur le verre.

On peut graver avec l'une ou l'autre électrode ; il faut toutefois un courant moins fort pour graver avec l'électrode négative.

Composition de quelques vernis les plus usités

N° 1. — *Vernis pour boîtes, carton et découpures*

Alcool à 96°	1000 grammes
Mastic mondé.	187 »
Sandaraque	94 »
Térébenthine de Venise .	94 »
Verre pilé	125 »

N° 2. — *Vernis pour boiserie*

Alcool à 96°	16 grammes
Galipot ou encens blanc. .	2 »
Résine animé (1).	2 »
— élemi	2 »
Verre pilé	2 »

N° 3. — *Vernis allemand*

Gomme laque	500 grammes
Sandaraque	2 000 »
Térébenthine de Venise .	3 000 »
Alcool à 96°.	10 litres

Ces trois vernis se préparent à chaud au bain-marie.

N° 1. — *Vernis à l'or (instruments de physique)*

Alcool à 95°	1000 grammes
Résine gutte	31 »
Sandaraque	100 »
Résine élemi	100 »

(1) Résine fournie par le coubaril d'Amérique.

Sang-dragon	50	grammes
Laque en grains	50	»
Terre mérite (1)	35	»
Safran oriental	10	»
Verre pilé	140	»

N° 2. — *Vernis à l'or s'appliquant aux pièces chauffées*

Acool à 95°	1000
Résine laque en grains	182
Succin	60
Résine gutte	60
Extrait de santal rouge à l'eau . .	45
— de sang dragon	30
— de safran oriental	10
Verre en poudre	120

On fait d'abord une solution alcoolique des extraits de safran et de santal, puis on la mêle avec les résines porphyrisées.

On peut ainsi faire des vernis colorés en dissolvant dans un des vernis ordinaires à l'alcool, les matières colorantes dérivées de la houille qui par leur mélange donnent la nuance désirée, tels que : fuchsine, bleu de Lyon, acide picrique, etc.

Vernis à l'éther

Ces vernis sont seulement préparés au copal soluble : on laisse le copal, pulvérisé très finement, digérer pendant 24 heures avec l'éther.

(1) Rhizome de curcuma en poudre.

Vernis N° 1

Copal ambré soluble . .	250 grammes
Ether pur	1000 »

Vernis N° 2

Copal tendre Dammar. .	500 grammes
Ether pur	1000 »

Vernis N° 3

Copal dur soluble ou demi-soluble.	500
Ether pur.	1000

Ces vernis s'emploient surtout pour recouvrir d'autres vernis et leur donner un aspect brillant de glace.

Vernis divers

Copal.	500 grammes
Mastic	1 000 »
Sandaraque	250 »
Camphre . . . . , . .	32 »
Dissolvant hydrocarburé éthylé	10 »

Vernis français N° I

Gomme laque	2 kg.
Dissolvant hydrocarburé méthylé .	10 litres

Vernis français N° II

Oliban	2 000 grammes
Gomme laque.	250 »
Dissolvant hydrocarburé éthylé	10 litres

Vernis pour le fer (application à chaud)

Sandaraque	1000 grammes
Résine	750 »
Laque en grains.	375 »
Dissolvant hydrocarburé éthylé	10 litres

Vernis pour laque

Gomme-laque.	1125 grammes
Ambre fondu.	375 »
Gomme-gutte.	82 »
Sang-dragon	65 »
Safran	30 »
Dissolvant hydrocarburé éthylé	10 litres

On désigne par hydrocarburé éthylé lorsque l'hydrocarbure est dissous dans l'alcool éthylique ou ordinaire et par dissolvant hydrocarburé méthylé lorsque l'hydrocarbure est dissous dans l'alcool méthylique ou esprit de bois.

Vernis au collodion

Alcool	100 parties
Ether.	630 »
Coton-poudre.	250 »
Huile de ricin.	20 »

Vernis au sulfure de carbone

Soufre	2 parties
Goudron de houille (sirupeux mais sans eau) .	3 »
Sulfure de carbone.	5 »

Vernis préservateur

Cire blanche ou jaune , -	500 grammes
Essence de térébenthine	700 »
Sous acétate de plomb broyé à l'essence .	5 »

Ces vernis s'appliquent à chaud, à la brosse, sur des objets peints que l'on veut préserver des émanations sulfureuses.

Vernis à la paraffine

Paraffine	1 kg.
Benzine.	5 litres

Vernis à l'acétone

Copal soluble	1 kg.
Acétone	3 à 5 »

Autre vernis

Copal soluble	1 kg.
Acétone	5 »
Gomme laque	500 grammes

Vernis pour les objets en caoutchouc

Fleur de soufre	1 kg.
Huile de lin	10 litres

On chauffe seulement jusqu'à complète dissolution, puis on verse dans un dissolvant hydrocarburé ou dans du sulfure de carbone.

Vernis sous marin (contre les insectes)

Résine	2 kg.
Galipot	2 »
Essence de térébenthine . .	40 »

Faire fondre, puis ajouter en poudre impalpable :

Sulfure de cuivre	18 kg.
Régule d'antimoine	2 »

Vernis inattaquable par les acides

Caoutchouc	1 partie
Sulfure de carbone saturé de soufre . .	4 à 6 »

Vernis noir (pour métaux)

Brai des huiles de houille	1 partie
Huile de houille légère (100-130°) . . .	3 »

Vernis noir (pour cuir et caoutchouc)

Poix noire	1 partie
Asphalte naturel	2 »
Benzine	4 »

Mastic à l'oxychlorure de zinc

(Tollens, 1867)

On mélange le blanc de zinc du commerce avec son volume ou la moitié de son volume de sable fin et

l'on broye ce mélange avec une solution de chlorure de zinc de 1,26 de densité ; il faut en mettre environ le poids de l'oxyde de zinc ou un peu plus. Ce lut est surtout recommandable pour les appareils à chlore.

Ciment résistant à l'eau et au feu

(JUNEMANN, 1867)

Argile sèche en poudre . . .	1 partie
Limaille de fer tamisée . . .	2

On ajoute à ce mélange de l'acide acétique, de manière à en former une pâte lisse. Ce ciment doit être utilisé immédiatement. Il est employé surtout dans la distillation des corps gras, des huiles volatils, pour les conduites de vapeur etc.

Ciments très durs et très résistants

(SCHWARTZ, 1867)

I

Argile sèche	4 à 5 parties
Limaille de fer	2
Sel marin	0,5
Borax.	0,5
Bioxyde de manganèse. . .	1

Ajouter la quantité d'eau nécessaire pour faire une bouillie qu'on applique immédiatement sur les pièces.

II

Bioxyde de manganèse. . . .	1	partie
Blanc de zinc	1	

Ajouter du silicate de soude du commerce, de manière à produire une bouillie claire.

Mastic pour les chaudières à vapeur et les conduites de gaz

On fait un mélange intime de :

Graphite finement pulvérisé. . .	6	parties
Chaux éteinte.	3	»
Sulfate de baryte	8	»
Vernis à l'huile de lin	7	»

Mastic résistant à la benzine

(Hirzel)

On mélange de la litharge finement pulvérisée, avec de la glycérine concentrée. Le mélange fait, est étendu ou coulé sur les objets à protéger ; il durcit très vite et il résiste parfaitement à la benzine et aux huiles essentielles.

Mastic pour la fonte

On mélange de la limaille de fer avec une solution de silicate de sodium, de manière à en former une

bouillie épaisse. On l'applique ensuite sur les pièces à réunir, auxquelles il adhère d'autant mieux que la température est ensuite plus élevée.

Mastic résistant à la chaleur et aux acides

Soufre	100 parties
Suif	2 »
Résine	2 »

Faire fondre et ajouter une certaine quantité de verre tamisé.

Mastic pour accumulateurs

(G. Planté)

Arcason.	1 000 parties
Suif ou cire jaune	100 »
Plâtre-albâtre pulvérisé . .	250 »
Noir de fumée	2,5 »

Se coule à chaud sur les bouchons et les queues des couples secondaires pour empêcher le grimpement de l'eau acidulée.

Arcason

Résine brune.	66 parties
Cire jaune.	33 »

Glu marine

Caoutchouc.	1 partie
Benzine	12 »
Gomme-laque	20 »

On opère le mélange en chauffant ces substances à une douce chaleur.

Ebonite

Soufre	2 à 3 parties
Caoutchouc	5 »

On chauffe à 75° sous une pression de 5 à 6 atmosphères.

Préparation des luts

On prend du sulfate de baryte que l'on mélange avec une solution de silicate de potasse et de borax. Il suffit pour l'appliquer, d'enduire soigneusement de lut l'intérieur des joints avec un pinceau, ou les fuites avec une estompe en papier. En ajoutant $\frac{2}{3}$ d'argile, on peut l'employer pour les joints devant résister à une très haute température.

Gomme Laque

La gomme laque est une espèce de résine rouge brun provenant d'un suc desséché qui s'écoule, sous la forme d'un liquide laiteux, des tiges de plusieurs arbres de l'Inde (*Ficus indica, Ficus religiosa, Rhamnus jujuba*), quand ils sont piqués par la femelle d'un certain insecte (*coccus lacca*). L'animal reste et se multiplie dans ce liquide, qui durcit peu à peu. On sépare la substance résineuse pure en dissolvant dans l'alcool froid, filtrant et évaporant.

Ciments isolants

Ciment noir

Cendre grossière	1 partie
Cendre de forge (mâchefer) . .	1 »
Résine.	2 »

Ciment de Siemens

Limaille de fer.	12 parties
Soufre.	100 »

Ciment de Muirhead

Ciment de Portland.	3 parties
Cendres grossières	3 »
Cendres de forges (mâchefer) .	3 »
Résine.	4 »

Papier parcheminé

(Poumarède et Figuier, 1846)

Le papier à filtre blanc dit Berzelius, plongé une demi-minute seulement dans l'acide sulfurique concentré ou dans un mélange de 2 volumes d'acide à 66° Baumé et de 1 vol. d'eau, lavé ensuite à l'eau froide, prend l'aspect et la consistance du parchemin animal. Sa résistance à la rupture est 5 fois plus forte que celle du papier et $\frac{2}{3}$ de celle du parchemin aminal.

Conservation des objets en caoutchouc vulcanisé

Pour empêcher les objets en caoutchouc vulcanisé de durcir avec le temps, on doit les conserver dans une atmosphère de pétrole. Les objets déjà durcis, tels que bouchons tubes, etc., reprennent leur souplesse par une exposition dans la vapeur de sulfure de carbone.

Pink-color (stannate de chaux avec de la silice et du chrome)

Voici sa composition d'après Malaguti :

Bioxyde d'étain	78,31
Chaux	14,91
Silice	3,96

Alumine	0,95
Eau	0,61
Oxyde de chrome	0,52
Chromate de potassium	0,26
Chromate de calcium.	0,26
Potasse, fer et perte	0,48

Etiquettes idélébiles

On peut rendre indélébiles les étiquettes en papier en les recouvrant d'une couche d'albumine que l'on soumet à l'action de la vapeur pour la coaguler et séchant ensuite dans une étuve à 100°.

Désincrustation des chaudières par l'électricité

Pour faire disparaître les incrustations dans les générateurs de vapeur Jeannolle (1885), a proposé l'emploi d'un courant électrique.

Par la mise en opposition des pôles positif et négatif d'une pile pendant 30 heures, on trouve paraît-il, au fond des chaudières une masse pulvérulente, composée en partie de chaux et de plaques de même composition, dont la solidité est due au contact immédiat des parois chauffées. Le courant établi le long des parois décompose les sels incrustés tels que le carbonate de chaux, le chlorure de sodium, le chlorure de magnésium, l'alumine, la silice, le peroxyde de fer, etc. dégage les corps gazeux contenus dans ces sels, et, par cette raison détruit l'adhérence et en fait tomber les bases en masses pulvérulentes.

Destruction des germes malsains renfermés dans l'eau potable et dans les eaux d'égout

Pour débarrasser ces eaux des microbes qu'elles renferment, on a proposé de les soumettre à un filtrage électrique.

Le filtre électrique pour l'eau potable se compose d'un récipient en verre dans lequel sont placés des vases poreux ; ces vases contiennent de la houille ou du fer spongieux, et des plaques de charbon qui sont reliés au pôle positif d'une pile composée de quelques éléments Leclanché ; ces vases sont séparés les uns des autres par d'autres plaques de charbon qui communiquent avec le pôle négatif de la pile. L'eau arrive dans les vases poreux, traverse la houille et le fer et s'écoule du récipient extérieur.

Pour le filtrage électrique des eaux d'égout, les filtres auraient la forme d'une conduite divisée par des cloisons, en une série d'éléments que les eaux traverseraient successivement. Les électrodes seraient des cages de bois, alternativement remplies de morceaux de fer et de coke. Dans cette disposition la pile primaire n'est plus nécessaire, car la conduite elle-même constitue une assez forte pile.

Influence de l'électricité sur la germination

Davy avait observé que si l'on faisait germer des graines dans deux capsules réunies par une mèche

humide, et dans chacune desquelles on plongerait un des pôles d'une pile, la germination commençait plus vite au pôle positif qu'au pôle negatif.

Ce résultat est dû suivant Becquerel et Ville, à ce que la première action du courant est de décomposer l'eau et dégager de l'oxygène ozonisé au pôle positif. Mais si l'on prolonge l'expérience, on s'aperçoit bientôt que les graines cessent de germer au pôle positif, tandis qu'au pôle négatif, elles continuent leur développement. C'est qu'à mesure que les sels contenus dans les graines se dissolvent dans l'eau, l'électricité les décompose. Ces acides se rendent au pôle positif où ils s'opposent à la germination, tandis que les alcalis amenés au pôle négatif viennent y exercer leur action favorable.

L'action du courant électrique sur la germination se réduit donc en définitive à celle des agents chimiques qu'il met en liberté. Quant à l'influence propre à l'électricité elle-même si elle en exerce une, elle est encore fort peu connue (G. Ville 1855).

Suivant Dehérain (1885) rien n'est moins certain que l'influence de l'électricité sur la germination, et il est inutile de s'attarder à des discussions qui n'ont conduit à aucune conclusion précise.

Influence de l'électricité sur la végétation

(Macagno, 1881) a soumis à l'action d'un courant électrique un pied de vigne à l'aide d'un fil de cuivre inséré par une pointe de platine dans l'extrémité de la branche à fruits, tandis qu'un autre fil reliait l'origine de la

branche avec le sol. L'expérience a duré d'avril en septembre ; l'accroissement de la végétation fut nettement mis en évidence. Le bois des branches mises en expériences contenait moins de matières minérales et de potasse que celui des autres pieds, tandis que le contraire eut lieu pour les feuilles dans lesquelles la potasse était sous forme de bitartrate ; le raisin recueilli sur ces branches fournissait plus de moût et contenait plus de glucose et moins d'acide.

Action de l'électricité produite par une pile sèche sur les corps cristallisés

(Knoblauch, 1852)

Les expérience ont été faites avec une pile sèche de 2 000 couples de papier argenté et peroxyde de manganèse; les plaques étaient suspendues avec un peu de cire à un fil de soie d'un peu plus de 1 mètre de longueur et d'un diamètre sensiblement égal à la huitième partie de celui d'un cheveu.

Voici les principaux résultats obtenus :

Sulfate de baryte. — Une plaque taillée parallèlement au clivage principal se dirige de telle façon, que la petite diagonale du losange déterminé par les deux clivages secondaires soit perpendiculaire à la ligne des pôles.

Gypse. — Même expérience et même résultat. Seulement, ce n'est pas exactement la petite diagonale du

losange formé par les clivages secondaires qui se place perpendiculairement à la ligne des pôles, c'est une ligne très voisine.

Nitre. — Plaque parallèle à l'axe : l'axe se dispose perpendiculairement à la ligne des pôles.

Spath d'Islande, carbonate de fer. — Plaques parallèles à l'axe : l'axe se dispose perpendiculairement à la ligne des pôles.

Béryl. — L'axe se dispose suivant la ligne des pôles : les directions de clivages sont perpendiculaires à l'axe.

Tourmaline. — L'axe se dispose suivant la ligne des pôles.

Bismuth. — Un cylindre dont l'axe est parallèle aux plans de clivage prend une situation telle, que ces plans de clivage sont perpendiculaires à la ligne des pôles.

En opérant sur des poudres comprimées on a trouvé que la direction de la compression se trouvait toujours placée perpendiculairement à la ligne des pôles. On a obsenu ce résultat avec les poudres suivantes : sulfate de baryum, sulfate de calcium, carbonate de calcium, carbonate de fer, de verre, de chromate de plomb, de phosphate de calcium, d'oxyde de manganèse, d'oxyde de fer, de bismuth et d'antimoine.

Cartouches électrolytiques

(D. Tommasi, 1887)

Ces cartouches peuvent avantageusement remplacer la cartouche à la dynamite et à la poudre dans l'exploitation des mines de charbon.

(a) *Cartouche électrolytique au carbonate de potassium*

Cette cartouche se compose d'un cylindre de verre à parois très épaisses, rempli d'une solution concentrée de carbonate de potassium et fermé à la lampe.

Chacun des fonds de ce cylindre est traversé par un fil de platine auquel vient s'accrocher l'un des conducteurs d'une dynamo ou d'une forte pile; aussitôt que l'on fait passer le courant l'électrolyse se produit; le carbonate est décomposé, l'acide carbonique et l'hydrogène s'accumulent sous une très forte pression, jusqu'à ce que le cylindre éclate.

(b) *Cartouche électrolytique au chlorure d'ammonium*

Cette cartouche en verre épais est comme la précédente munie d'électrodes convenables et n'est en somme qu'une manière de voltamètre fermé. Elle est remplie d'une solution de chlorure d'ammonium que l'on décompose au moyen d'un courant électrique.

La solution de chlorure d'ammonium est tout aussi inoffensive que la solution précédente de carbonate de potassium, de sorte que toutes les manipulations, le transport, la conservation et la mise en place des cartouches sont exempts de l'ombre même d'un danger.

Le courant électrique décompose le chlorure d'ammonium en ses éléments : chlore, ammoniaque et hydrogène.

Sans tenir compte des réactions secondaires, nous dirons que le chlore agit sur l'ammoniaque et la décompose, de sorte qu'il se forme de l'acide chlor-

hydrique et du chlorure d'azote. Or on sait que le chlorure d'azote est un corps éminemment explosif et l'on comprend dès lors que lorsque les gaz ont atteint une tension suffisante pour faire éclater l'enveloppe de la cartouche, l'ébranlement qui résulte de cette rupture fait immédiatement détoner le chlorure d'azote, causant ainsi une violente explosion.

Cette cartouche, on le voit, ne devient réellement dangereuse que quand l'électrolyse est commencée, et rien n'est plus aisé, en pratique que de ne fermer le circuit que quand le personnel tout entier s'est rassemblé autour du générateur du courant.

Il va de soi que l'emploi des cartouches de D. Tommasi n'est pas restreint aux seuls travaux intérieur des mines, mais qu'il convient tout autant pour l'exploitation des carrières, le percement des tunnels, le dérochements, etc.

FIN

TABLE DES MATIÈRES

CHAPITRE I

Fusion

Solidification

Liquéfaction des gaz

Tensions des gaz liquéfiés

Ébullition

CHAPITRE II

Solubilité des gaz

Solubilité des sels

Solubilité des composés du potassium

(Pour les autres sels de potassium voir p. 110).

Solubilité des composés du sodium

Solubilité des composés de l'ammonium

Solubilité des principaux composés chimiques

CHAPITRE III

Mélanges réfrigérants

CHAPITRE IV

Dilatation des solides, des liquides et des gaz

CHAPITRE V

Phénomènes capillaires. — Dialyse. — Diffusion. Osmose. — Tension superficielle des liquides

CHAPITRE VI

Densités des corps solides

Densités des corps liquides

Densités des solutions alcalines

Densités des solutions salines

Densités des solutions des sels de potassium

Densités des sels de sodium

Densités de divers sels

Densités des composés organiques

CHAPITRE VII

Thermochimie

CHAPITRE VIII

Renseignements divers

FIN DE LA TABLE

ST-AMAND (CHER). — IMPRIMERIE BUSSIÈRE FRÈRES

